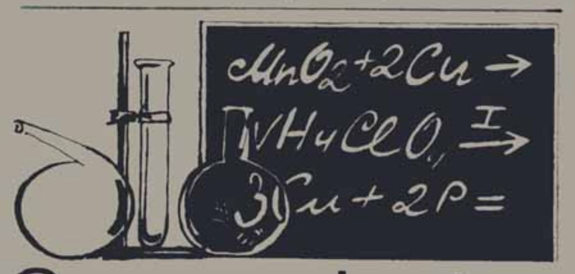
ciencia popular



Comprueba tus conocimientos de química

V. V. Sorokin
E. G. Zlótnikov

El lector puede comprobar y profundizar sus conocimientos de química y determinar su nivel de preparación para averiguar qué apartados del curso tiene que consultar nuevamente.

Editorial · Mir · Moscú

Comprueba tus conocimientos de química

В. В. СОРОКИН
Э. Г. ЗЛОТНИКОВ

КАК ТЫ ЗНАЕШЬ ХИМИЮ?

ИЗДАТЕЛЬСТВО «ХИМИЯ»
МОСКВА

ciencia popular

V. V. Sorokin
E. G. Zlótnikov

Comprueba tus conocimientos de química



EDITORIAL MIR MOSCÚ

Traducido del ruso por K. Steinberg

Impreso en la URSS

На испанском языке

ISBN 5-03-001525-6

Indice

Prefacio

El libro que ofrecemos al lector es una recopilación de conjuntos de tareas comprobatorias en materia de química general e inorgánica que se han compuesto en forma de diversos tests. Los problemas presentados permiten al lector comprobar los conocimientos de química que posee y determinar el nivel de su preparación. Además, este libro se puede utilizar para estudiar a fondo la química.

Una de las misiones primordiales de este libro es formar en el lector los hábitos de trabajo individual con la literatura química, enseñarle a apreciar el nivel de sus conocimientos y desarrollar su propia iniciativa y actividad cognoscitiva.

El libro cumple dos funciones: la de control y la de enseñanza. La novedad del mismo reside en que como comprobatorios no se ofrecen problemas o tareas aislados, sino sus conjuntos que incluyen una serie de cuestiones concernientes a distintos apartados de la química, con la particularidad de que estos conjuntos de tareas comprobatorias, tanto por el contenido, como por la forma en que se ofrecen, representan unos tests. Dichos tests prevén la utilización de la respuesta a elección, o bien la construida

libremente por el propio lector. Además, se emplean tests combinados que incluyen tanto las tareas con el tipo construido de respuestas, como las que tienen el tipo a elección.

Para la opción se ofrecen situaciones que tienen lugar en uno u otro ámbito de la química. Como respuestas alternativas*) se prevén también tales que no constituyen el objeto para aprender. Las tareas con respuestas construidas permiten abarcar con mayor plenitud los tipos principales de actividad cognoscitiva de aquellos que se interesan por la química. Y las tareas combinadas dan la posibilidad de realizar de forma más completa los requerimientos respecto a la validez de contenido y funcional del test (sobre la validez véase en el capítulo V).

En el proceso de composición de las tareas se prevé su variación por los siguientes tipos: de materia concreta, lógicas, psicológicas, y, asimismo, se dan tanto tareas directas, como inversas. Dicho enfoque, en grado considerable, permite activar el proceso de autoinstrucción durante el trabajo con el libro ofrecido, enseñando a aplicar los conocimientos químicos —que se tienen y que se adquieren— en situaciones nuevas y desconocidas.

El libro está destinado a un amplio círculo de lectores que tienen nociones de quí-

---

*) Alternativa (del latín *alter*, otro) significa la necesidad de eligir una entre dos o más soluciones o direcciones posibles, o bien, una entre las variantes necesarias.

mica y se interesan por esta rama importante del saber. Dicho libro será útil a los alumnos y profesores de química de las escuelas secundarias, así como a los estudiantes preuniversitarios y de las escuelas técnicas profesionales.

Los autores

Introducción

Cada uno que se interesa por la química o estudia esta ciencia puede sentir el deseo de comprobar sus conocimientos. Semejante cosa es fácil de realizar —y con una fiabilidad lo suficientemente grande— valiéndose de las tareas de tests. Este método de autocontrol contribuye al estudio consciente de la química, excluyendo en grado considerable el enfoque formal en la asimilación de los conceptos químicos fundamentales y del material basado en hechos. Los tests no solamente ayudan a realizar el autocontrol, sino también permiten perfeccionar y profundizar independientemente los conocimientos de química, lo que, a su vez, contribuye al desarrollo del interés por esta asignatura y a la aplicación de los conocimientos obtenidos en la vida cotidiana y en la práctica.

El test es una prueba concisa, estandarizada y, de ordinario, limitada en el tiempo. Este libro presenta los tests construidos a base del material de la *química* en tanto asignatura didáctica.

Al comenzar el trabajo con el libro, el lector debe centrar la atención en el estudio de la introducción para aprender a manejar correctamente el material aducido.

Procura no mirar inmediatamente las respuestas a los tests insertadas al final del libro. Estudia con atención el test, trata de dar la contestación tú mismo y recurre a las respuestas solamente para el autocontrol.

En el libro que ofrecemos se han reunido los tests con el tipo de respuesta a elección, los tests de correlación y los tests con respuesta construida independientemente, asi como tests combinados en los cuales, durante la respuesta, se utilizan todas las variantes enumeradas.

Las tareas de los tests con el tipo de respuesta a elección suponen la existencia obligatoria, en cada conjunto de respuestas alternativas, de una sola respuesta que es completa y correcta. En los *tests de correlación* es necesario elegir respuestas correctas para cada caso. Las *tareas de los tests con respuesta construida independientemente* se componen de tal modo que se logre formar una respuesta concisa al máximo y unívoca.

La designación (...) utilizada en los tests supone que aquí debe hallarse lo siguiente: ya sea la continuación en forma de texto construida por el lector, o bien, las fórmulas correspondientes de las sustancias y las ecuaciones de las reacciones químicas, así como, en una serie de casos, el valor numérico de la respuesta. Con el fin de facilitar el trabajo con el libro, dar la posibilidad de entender mejor las tareas y ahorrar el tiempo, en algunas ocasiones se insertan redes de coordenadas, tablas, esquemas y gráficos. Este material debe copiarse en el cua-

derno de trabajo en que se presentarán también todas las demás respuestas.

Una recomendación importante al lector que comienza a trabajar con este libro es no olvidar de proveerse de una microcalculadora. La utilización de la microcalculadora ayudará al lector durante la resolución de las tareas de los distintos tests, ahorrando su tiempo.

Al trabajar con los tests es de suma importancia su atento estudio por cuanto los mismos contienen amplia y útil información. A veces, esta información ayuda a componer una respuesta correcta.

El libro está estructurado de modo que da la posibilidad de comprobar los conocimientos del lector en química general (capítulo I), en el curso sistemático de química inorgánica (capítulo II) y en algunos problemas de tecnología química (capítulo III). En el capítulo IV se aducen los tests combinados de todos los tipos referentes a los distintos apartados del curso de química general e inorgánica. En la mayoría de los casos estos tests son más complicados que los dados en los primeros tres capítulos. En el capítulo V se muestra de modo breve cómo es posible componer un test independientemente, ofreciendo al lector la oportunidad de probar sus fuerzas en este ámbito.

Al final del libro se insertan las respuestas, las explicaciones y las soluciones de los problemas de los tests. En los casos en que la respuesta es prácticamente obvia y

no requiere explicaciones algunas, se da tan sólo su número, en cambio, en otros casos se da una aclaración ya sea concisa, o bien, detallada, y, a veces, hasta desarrollada.

Dentro de cada conjunto de tareas representadas en forma de párrafos referentes a distintos temas existen tests tanto simples, como más complicados que requieren tan sólo un análisis y una respuesta o unas operaciones preliminares de cálculo y, solamente después, un análisis y una respuesta. Es posible elegir los números correspondientes de tests independientemente o por recomendación del profesor.

Después de estudiar a fondo este libro, el lector podrá formar la idea acerca del nivel de sus conocimientos de química y se dará cuenta qué apartados del curso, precisamente, necesita repasar en el libro de texto o en la literatura complementaria.

¡Les deseamos éxito en este trabajo!

Capítulo I

Comprueba tus conocimientos de química general

§ 1. Ley de los elementos químicos

A todas luces, el futuro no amenaza con la destrucción de la ley periódica, sino que le promete, más bien, ampliación y desarrollo...

D. I. Mendeléiev, 10 de julio de 1905

1. D. I. Mendeléiev vaticinó la existencia y describió bastante detalladamente desde el punto de vista teórico las propiedades de los siguientes elementos: ... .
2. D. I. Mendeléiev determinó teóricamente la masa atómica relativa de uno de los elementos, basándose en la clasificación de los elementos que él mismo propuso. Como resultado, el elemento resultó desplazado en el sistema periódico en dos grupos. El nombre de este elemento es ... .
3. Basándose en la clasificación de los elementos que él mismo había propuesto D. I. Mendeléiev determinó teóricamente cierta propiedad de uno de los elementos con mucha mayor precisión que el propio descubridor de este elemento. Se trata del elemento ..., y lo descubrió . . . .

4. Ya después del descubrimiento de la ley periódica en la tabla de D. I. Mendeléiev aparecieron las familias naturales de los elementos . . . .

5. Los isótopos del elemento se diferencian:

   (1) por el número de neutrones;
   (2) por el número atómico;
   (3) por el número de electrones de valencia;
   (4) por el número de protones.

6. Determina el elemento basándose en el número de protones, neutrones y electrones señalado en la tabla:

	Número de protones	neutrones	electrones	Elemento
(1)	14	14	14	. . .
(2)	24	28	24	. . .
(3)	70	103	70	. . .

7. Entre las características de los átomos de elementos enumeradas a continuación varían periódicamente:

   (1) la carga del núcleo del átomo;
   (2) la masa atómica relativa;
   (3) el número de niveles de energía en el átomo;
   (4) el número de electrones en el nivel de energía exterior.

8. De acuerdo con la definición adoptada en la actualidad 1 u.m.a. corresponde a:

   (1) 1/12 de masa del átomo del isótopo de carbono-12;

(2) 1/14 de masa del átomo del isótopo de carbono-14;
(3) 1/16 de masa del átomo del isótopo de oxígeno-16;
(4) 1/16 de masa atómica de la mezcla natural de isótopos de oxígeno.

9. Dentro del período el aumento del número atómico del elemento habitualmente viene acompañado de:

(1) disminución del radio atómico e incremento de la electronegatividad del átomo;
(2) incremento del radio atómico y disminución de la electronegatividad del átomo;
(3) disminución del radio atómico y disminución de la electronegatividad del átomo;
(4) incremento del radio atómico e incremento de la electronegatividad del átomo.

10. ¿El átomo de cuál de los elementos cede con mayor facilidad un electrón:

(1) sodio, número atómico 11;
(2) magnesio, número atómico 12;
(3) aluminio, número atómico 13;
(4) silicio, número atómico 14?

11. Los átomos de los elementos del grupo IA del sistema periódico de los elementos tienen el número igual:

(1) de electrones en el nivel electrónico exterior;
(2) de neutrones;
(3) de todos los electrones.

12. ¿Cuál de los elementos enumerados a continuación está denominado en honor a un país:

(1) In;
(2) Si;
(3) Ra;
(4) Ru?

13. ¿Cuál de los elementos enumerados a continuación está denominado en honor de un continente:

(1) N;
(2) Au;
(3) Am;
(4) At?

14. En 1986 se cumplió el centenario del descubrimiento del elemento . . . vaticinado por D. I. Mendeléiev todavía en 1871; C. Winkler nombró este elemento en honor de su patria . . . .

15. Los elementos están dispuestos en el orden de crecimiento de su electronegatividad en la serie:

(1) As, Se, Cl, F;
(2) C, I, B, Si;
(3) Br, P, H, Sb;
(4) O, Se, Br, Te.

16. En el segundo y en el tercer períodos del sistema periódico, a medida que disminuyen las dimensiones de los átomos de los elementos

(1) el tamaño de sus iones también disminuye;
(2) disminuye su electronegatividad;
(3) se debilitan las propiedades metálicas de los elementos;
(4) las propiedades metálicas de los elementos se intensifican.

17. ¿Qué serie incluye solamente los elementos de transición:

(1) elementos 11, 14, 22, 42;
(2) elementos 13, 33, 54, 83;
(3) elementos 24, 39, 74, 80;
(4) elementos 19, 32, 51, 101?

18. El cuarto período del sistema periódico de los elementos contiene:

(1) 2 elementos; (3) 18 elementos
(2) 8 elementos; (4) 32 elementos.

19. ¿Cuál de los elementos enumerados a continuación tiene propiedades químicas que permiten hablar acerca de su parecido con el elemento calcio:

(1) carbono, C;
(2) sodio, Na;
(3) potasio, K;
(4) estroncio, Sr?

20. El elemento con el número atómico 114 debe acusar propiedades similares a las de

(1) platino;
(2) plomo;
(3) arsénico;
(4) mercurio.

21. Las propiedades no metálicas de los elementos dispuestos en los subgrupos principales del sistema periódico de D. I. Mendeléiev se manifiestan con máxima nitidez en aquellos que se encuentran:

(1) en la parte superior del subgrupo;
(2) en la parte inferior del subgrupo;
(3) en el centro del subgrupo;
(4) todos los elementos del subgrupo las tienen expresadas en un grado aproximadamente igual.

22. El elemento con el número atómico 101 obtenido por los científicos norteamericanos bajo la dirección de G. Seaborg fue denominado mendelevio, en honor del gran químico ruso Dmitri Mendeléiev quien por primera vez aplicó el sistema periódico para predecir las propiedades de los elementos todavía no descubiertos. Para la síntesis de este elemento se utilizaron los núcleos acelerados de los átomos de helio. La obtención del isótopo ^{256}Md se realiza de acuerdo con la reacción nuclear . . . .

23. En el Instituto Unificado de Investigaciones Nucleares, en la ciudad de Dubná (en la región de Moscú), bajo la dirección del académico G. N. Fliórov por primera vez fue obtenido el ele-



Dmitri Ivánovich Mendeléiev (1834—1907). Relevante científico ruso, pedagogo y personalidad pública. Habiendo dominado a la perfección los métodos de matemática y física, D. Mendeléiev los aplicó a la resolución de los problemas de la química. Como resultado de una labor larga y tenaz, el científico, a la edad de 35 años, hizo su magno descubrimiento: la ley periódica de los elementos químicos. Con este descubrimiento puso orden estricto en el reino de los elementos químicos, realizando por primera vez el pronóstico científico en la química.

Una obra importantísima de D. Mendeléiev es su libro «Fundamentos de química» en el cual por primera vez, toda la química inorgánica fue expuesta desde las posiciones de la ley periódica. Los méritos de D. Mendeléiev le ganaron universal

reconocimiento ya durante su vida. Fue elegido miembro honorífico de muchas academias de ciencia extranjeras y de numerosas sociedades científicas, también fue doctor honorífico de muchas universidades.

El ámbito de intereses de D. Mendeléiev fue sumamente variado. Le pertenece una serie de importantes investigaciones en el campo de la teoría de los gasesd, el origen del petróleo, de la metrología, etc. Las obras completas de D. Mendeléiev constituyen 26 tomos.

En la Unión Soviética, en honor de D. Mendeléiev se instituyó la medalla de oro por trabajos destacados en química. El nombre de D. Mendeléiev se confirió a la Sociedad Química Nacional de la URSS.

mento 104 que recibió el nombre de . . . en honor del relevante físico soviético.

Para obtener el elemento 104 uno de los isótopos del plutonio fue bombardeado por los núcleos de neón acelerados en los campos eléctrico y magnético hasta altas velocidades, por la reacción nuclear . . . .

24. Supongamos que por unidad de medición de masas atómicas relativas se tomó 1/6 de masa del átomo de carbono y no 1/12 de ésta. ¿Cómo cambiará en este caso la masa de un mol de sustancia:

(1) no cambiará;
(2) cambiará en dependencia de la masa molecular de la sustancia;
(3) aumentará 2 veces;
(4) disminuirá 2 veces?



Gueorgui Nikoláievich Fliórov (n. 1913). Físico soviético, académico (desde 1968). Sus trabajos científicos pertenecen al campo de física nuclear y de química nuclear. Descubrió (junto con K. A. Petrzhak, 1940) la fisión espontánea del uranio-235. En 1962 descubrió la fisión espontánea de los núcleos atómicos desde el estado de excitación. Comenzando por el año 1953 encabezó los trabajos en la Unión Soviética dedicados a la síntesis de nuevos elementos transuránicos pesados.

Laureado con el Premio Lenin (1967) y con los Premios estatales de la URSS (1946, 1949, 1975). Héroe del Trabajo Socialista.

25. ¿El átomo de cuál de los elementos del grupo VA tiene el radio máximo:
(1) de nitrógeno; (3) de arsénico;
(2) de fósforo; (4) de bismuto?

26. ¿Qué serie de los elementos está representada en el orden de crecimiento del radio atómico:

(1) O, S, Se, Te;
(2) C, N, O, F;
(3) Na, Mg, Al, Si;
(4) I, Br, Cl, F?

27. El carácter metálico de las propiedades de los elementos en la serie Mg—Ca—Sr—Ba

(1) disminuye;
(2) incrementa;
(3) no varía;
(4) disminuye y, después, aumenta.

28. El carácter no metálico de las propiedades de los elementos en la serie N—P—As—Sb—Bi

(1) disminuye;
(2) incrementa;
(3) no varía;
(4) disminuye y, después, aumenta.

29. ¿Qué par en el conjunto señalado de los elementos: Ca, P, Si, Ag, Ni, As, posee las propiedades químicas más parecidas:

(1) Ca, Si; (2) Ag, Ni; 3) P, As; (4) Ni, P?

30. Por sus propiedades químicas el elemento radiactivo radio se encuentra más próximo al

(1) cesio; (3) lantano;
(2) bario; (4) actinio.

31. Basándose en la posición del elemento lantano en el sistema periódico es posible afirmar con seguridad que para los lantánidos el número de valencia o de oxidación más característico será:

(1) +1; (2) +2; (3) +3; (4) +4.

32. ¿Para qué grupo de sustancias simples el efecto fotoeléctrico es más característico:

(1) para los gases nobles;
(2) para los metales alcalinos;
(3) para los halógenos;
(4) para los metales del grupo de platino?

33. Los elementos del grupo IA del sistema periódico

(1) se denominan metales alcalinos;
(2) ceden con facilidad electrones;
(3) tienen los átomos con el número de electrones en uno menos que el necesario para llegar a la configuración electrónica del gas inerte;
(4) reaccionan fácilmente con el cloro.

Entre estas afirmaciones es errónea la . . . .

34. Las propiedades básicas de los hidróxidos de los elementos del grupo IA a medida que aumenta su número atómico

(1) disminuyen;
(2) aumentan;
(3) quedan invariables;
(4) disminuyen y, luego, aumentan.

35. Basándose en la posición de los elementos en el sistema periódico, el más probable compuesto de germanio y selenio puede representarse por la fórmula . . . .

36. El oxígeno fue descubierto por el siguiente científico:

(1) D. Mendeléiev; (3) J. Priestley;
(2) J. Dalton; (4) H. Cavendish.

37. El elemento hipotético Z forma el cloruro de composición ZCl_5. ¿Cuál es la fórmula más probable de su óxido:

(1) ZO_2;
(2) ZO_5;
(3) Z_2O_5;
(4) Z_5O_2?

38. Para las sustancias simples de los elementos del grupo VIIA, al aumentar el número atómico, la temperatura de ebullición

(1) aumenta;
(2) disminuye;
(3) queda la misma;
(4) aumenta y, después, disminuye.

39. ¿Las sustancias simples de qué elementos acusan el máximo parecido de las propiedades físicas y químicas:

(1) Li, Si;
(2) Be, Cl;
(3) F, Cl;
(4) Li, F?

40. Entre los elementos del tercer período mencionados a continuación las propiedades no metálicas más manifiestas las posee:

(1) el aluminio; (3) el azufre;
(2) el silicio; (4) el cloro.

41. Entre los elementos del grupo IIIA mencionados a continuación las propiedades no metálicas más manifiestas las posee:

(1) el boro; (3) el galio;
(2) el aluminio; (4) el indio.

42. Las sales más típicas en cuya composición entran únicamente los elementos del tercer período tienen las fórmulas . . . .

43. Entre los elementos del cuarto período mencionados a continuación las propiedades metálicas más manifiestas las posee:

(1) el cinc; (3) el cromo;
(2) el cobre; (4) el potasio.

44. El elemento hidrógeno lo descubrió . . . .

45. La parte en masa del hidrógeno en el compuesto con el elemento del grupo IV es igual a 0,125. El compuesto hidrogenado de este elemento tiene la fórmula:

(1) CH_4;
(2) SiH_4;
(3) GeH_4;
(4) SnH_4.

46. ¿Cuál de los elementos del cuarto período del sistema periódico mencionados a continuación acusa valores iguales de valencia en su compuesto hidrogenado y en el óxido superior:

(1) bromo; (3) arsénico;
(2) germanio; (4) selenio?

47. Entre los pares de sustancias simples insertados a continuación elige aquellos que, a tu parecer, reaccionarán entre sí con mayor intensidad:

(1) Bi y Br_2;
(2) Fe y P_4;
(3) Na y Cl_2;
(4) Au e I_2.

48. El carácter de los óxidos en la serie P_2O_5—SiO_2—Al_2O_3—MgO varía de la siguiente manera:

(1) del básico al ácido;
(2) del ácido al básico;
(3) del básico al anfótero;
(4) del anfótero al ácido.

49. Escribe las fórmulas de los óxidos superiores de los elementos y de los correspondientes ácidos; nombra estos ácidos:

	Elemento	Óxido	Ácido	Nombre del ácido
(1)	N	...	...	...
(2)	P	...	...	...
(3)	As	...	...	...
(4)	Sb	...	...	...

50. Basándote en la posición del elemento en el sistema periódico, escribe sus compuestos cuyas formas se indican a continuación:

	Elemento	Hidruro	Óxido	Hidróxido
(1)	Ca	...	...	...
(2)	S	...	...	...
(3)	Li	...	...	...
(4)	C	...	...	...

51. Entre los elementos aducidos: Be, B, C, N, Al, Si, P, S, Ga, Ge, As, Br, los óxidos del tipo EO_2 los forman..., y los hidróxidos del tipo EH_4, ...

52. Basándote en la posición del elemento en el sistema periódico, deduce las fórmulas de su óxido superior y del hidróxido y señala el carácter de éstos:

	Elemento	Óxido	Hidróxido	Carácter
(1)	Zn	...	...	...
(2)	Cu	...	...	...
(3)	P	...	...	...
(4)	Sn	...	...	...

53. Escribe las fórmulas de los óxidos superiores de los elementos:

	Elemento	Óxido
(1)	Sr	...
(2)	Pb	...
(3)	Mn	...
(4)	Cr	...
(5)	S	...
(6)	Cl	...

54. El elemento con el número atómico 34 forma el compuesto hidrogenado . . ., el óxido superior . . . y el hidróxido . . . . Este último acusa:

(1) propiedades ácidas;
(2) propiedades básicas;
(3) propiedades anfóteras.

55. El óxido superior del elemento corresponde a la fórmula EO_3. Su compuesto hidrogenado contiene 2,47% de hidrógeno. Este elemento es:

(1) S;
(2) Se;
(3) Te;
(4) Po.

56. Escribe las ecuaciones de las reacciones para los casos de interacción insertados a continuación:

Entraron en la reacción	Ecuación de la reacción
(1) Sustancias simples formadas por los elementos 20 y 15	. . .
(2) Óxidos superiores de los elementos 37 y 34	. . .
(3) Hidratos de los óxidos superiores de los elementos 4 y 55	. . .
(4) Hidrato del óxido superior del elemento 38 y el óxido superior del elemento 24	. . .
(5) Compuesto hidrogenado del elemento 34 y sustancia simple del elemento 12	. . .

57. ¿Cuál de los elementos enumerados a continuación es más abundante en la naturaleza:

(1) Al;
(2) Ti;
(3) Mo;
(4) W?

58. ¿Cuál de los elementos mencionados a continuación está más difundido en el Sistema solar:

(1) oxígeno; (3) helio;
(2) hidrógeno; (4) carbono?

59. En la 6ª edición de los «Fundamentos de Química» D.I. Mendeléiev informa al lector acerca del gas con propiedades insólitas que acaban de descubrir: «Ahora, gracias a la remarcable investigación realizada en verano de 1894 por los ingleses lord Rayleigh y W. Ramsay, al número de elementos componentes del aire bien conocidos hacía mucho tiempo, hay que añadir el contenido en el aire de hasta el 1% en volumen, de un gas pesado (con una densidad de cerca de 19, si H = 1) e inactivo —como el nitrógeno— descubierto merced a las observaciones de Rayleigh sobre la densidad del nitrógeno... Hasta la fecha, dicho gas se determinaba junto con el nitrógeno, por cuanto ni con el hidrógeno en los eudiómetros, ni tampóco con el cobre, en el método ponderal de identificación de la composición del aire, dicho gas no se combina, quedándose por esta causa junto con el nitrógeno. Resultó separado del nitrógeno a base de que el magnesio, durante su calentamiento a incandescencia, absorbe el nitrógeno, mientras que este gas queda inabsorbido, resultando que tiene la

densidad casi una vez y media mayor que el nitrógeno (¿no se trata, acaso, de un polímero del nitrógeno N_3?). Actualmente, se conoce, además, que esta parte componente del aire da un espectro luminoso que comprende líneas azules brillantes observadas en el espectro del nitrógeno. Qué gas es éste, cuál es su composición y propiedades, en qué combinaciones entra y cómo debe denominarse: no se conoce nada al respecto, puesto que el propio descubrimiento del mismo acaba de realizarse». Se trata del gas . . . .

60. El centenario de la ley periódica de los elementos químicos se celebró por todos los químicos del mundo y por toda la opinión pública progresista en el año . . . .

§ 2. Estructura del átomo y de la sustancia

Toda sustancia —desde la más simple hasta la más compleja— presenta tres aspectos diferentes pero interrelacionados: propiedad, composición, estructura... El progreso de la ciencia no se detiene en el descubrimiento de los portadores materiales de las propiedades; éste avanza más lejos, hacia el esclarecimiento de la naturaleza y de la estructura de los portadores hallados, de su composición.

B. M. Kédrov

1. Las propiedades químicas de la sustancia se determinan por tres partículas subatómicas. Dos de éstas tienen una carga igual por su magnitud, pero opuesta por el signo, y la tercera carece de

carga. Estas partículas se denominan . . ., . . . y . . . .

2. El número de protones en el núcleo del átomo indica . . . del elemento y se escribe en forma de subíndice izquierdo junto al símbolo del elemento. Por ejemplo, para el carbono el número de protones junto al símbolo del elemento puede anotarse de la siguiente forma: . . . C.
3. El índice superior junto al símbolo del elemento indica el número total (la suma) de protones y neutrones en el núcleo del átomo y lleva el nombre de . . . . El símbolo del carbono cada átomo del cual contiene 6 protones y 8 neutrones en el núcleo se designa como . . . C.
4. Indica el número de protones, neutrones y electrones para los átomos de los isótopos representados a continuación:

	Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
(1)	${}^{13}C$	. . .	. . .	. . .
(2)	${}^{55}Mn$	. . .	. . .	. . .
(3)	${}^{17}Mo$	. . .	. . .	. . .

5. El núcleo del átomo de criptón-80 ${}^{80}_{36}Kr$ contiene:

   (1) 80p y 36n; (3) 36p y 80n;
   (2) 36p y 44$\bar{e}$; (4) 36p y 44n.

6. ¿Qué número de electrones tiene el ion cromo ${}^{52}_{24}Cr^{3+}$:

   (1) 21; (3) 27;
   (2) 24; (4) 52?

7. ¿Qué partícula tiene mayor número de protones que de electrones:

(1) el átomo de sodio; (3) el ion sulfuro;
(2) el átomo de azufre; (4) el ion sodio?

8. Se dan las siguientes sustancias simples: hollín, ozono, grafito, carbina*), oxígeno, diamante, fósforo rojo. ¿Cuántos elementos químicos, en total, entran en la composición de estas sustancias:

(1) 3; (3) 5;
(2) 4; (4) 6?

9. El número másico del isótopo es igual al:

(1) número de protones en el núcleo;
(2) número de neutrones en el núcleo;
(3) número de electrones orbitales;
(4) número total de neutrones y protones.

10. El átomo del elemento tiene el número atómico igual a 13 y el número másico igual a 27.
El número de electrones de valencia del mismo es igual a:

(1) 5; (3) 3;
(2) 2; (4) 4.

---

*) Modificación del carbono con estructura en cadena de las moléculas (*N. del T.*).

11. El octeto de electrones en la envoltura electrónica exterior lo tiene:

(1) S;
(2) Si;
(3) O^{2-};
(4) Ne^{+}.

12. La configuración electrónica de gas noble la tiene:

(1) Te^{2-};
(2) Ga^{+};
(3) Fe^{2+};
(4) Cr^{3+}.

13. El ion que tiene en su composición 18 electrones y 16 protones posee la carga igual a:

(1) +18; (3) +2;
(2) −18; (4) −2.

14. ¿A qué es igual el número máximo de electrones que pueden ocupar el orbital 3*s*:

(1) 1; (3) 6;
(2) 2; (4) 8?

15. El número máximo de electrones que pueden ocupar el subnivel 2*p* es igual a:

(1) 1; (3) 6;
(2) 2; (4) 8.

16. En el subnivel 3*d* pueden encontrarse como máximo:

(1) $2\bar{e}$; (3) $10\bar{e}$;
(2) $6\bar{e}$; (4) $18\bar{e}$.

17. ¿El átomo de qué elemento tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$:

(1) K;
(2) Ca;
(3) Ba;
(4) Na?

18. La configuración electrónica del ion Zn^{2+} corresponde a la fórmula:

(1) $1s^2 2s^2 2p^4$;
(2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
(3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$;
(4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

19. Tres partículas: Ne^0, Na^+ y F^-, tienen iguales el:

(1) número másico;
(2) número de neutrones;
(3) número de electrones;
(4) número de protones.

20. ¿Cuántos electrones no apareados tiene el ion Co^{3+}:

(1) 3; (3) 5;
(2) 4; (4) 6?

21. ¿Cuáles de las designaciones enumeradas de los orbitales no son correctas:

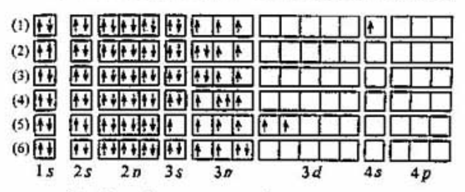
(1) 2*s*, 4*f*; (3) 1*p*, 2*d*;
(2) 2*p*, 3*d*; (4) 1*s*, 2*p*?

22. La distribución de los electrones por los niveles y subniveles de energía para el elemento con el número atómico 79 se representa de la siguiente manera: . . . .

23. ¿El átomo de qué elemento en estado no excitado tiene la configuración electrónica $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$:

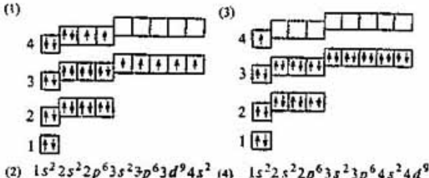
(1) Na;
(2) K;
(3) Ca;
(4) Ba?

24. A continuación se insertan las configuraciones electrónicas del átomo de azufre:



¿Cuáles de estas configuraciones corresponden a los estados fundamental ..., excitado . . . y prohibido (inadmisible) . . .?

25. Los electrones del átomo de cobre (número atómico 29) en el estado fundamental están distribuidos por los orbitales de la siguiente forma:



26. A continuación se enumeran las configuraciones electrónicas de cuatro átomos distintos. Señala en cada caso si la configuración dada se refiere al
(I) átomo neutro o al ion;
(II) estado fundamental o excitado:

		Configuración electrónica	I	II
(1)	$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	. . .	. . .
(2)	$_6C$	$1s^2 2s^1 2p^3$	. . .	. . .
(3)	$_{21}Sc$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	. . .	. . .
(4)	$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^6$		

27. ¿Cuál de las partículas tiene la misma configuración electrónica que el átomo de argón:

(1) Ca^{2+};
(2) K^0;
(3) Cl^0;
(4) Na^+?

28. Entre las configuraciones electrónicas del estado normal del átomo la correcta es:



por cuanto en el caso . . . se infringe la regla de Hund.

29. Basándose en el análisis de las configuraciones electrónicas del estado fundamental de las partículas O^{2-}, F^-, Ne y Na^+, es posible sacar la conclusión acerca del aumento de las dimensiones relativas de estas partículas en la serie . . . .

30. ¿A los átomos de qué elementos corresponden las configuraciones electrónicas representadas a continuación?

	Configuración electrónica	Elemento
(1)	$1s^2 2s^2 2p^1$	...
(2)	$1s^2 2s^2 2p^2$	...
(3)	$1s^2 2s^2 2p^5$	...
(4)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	...

31. ¿En cuál de las series representadas las partículas están dispuestas en el orden de crecimiento de su radio iónico:

(1) Mg^{2+} — Cl^- — K^+ — Ca^{2+};
(2) Mg^{2+} — Ca^{2+} — K^+ — Cl^-;
(3) K^+ — Ca^{2+} — Cl^- — Mg^{2+};
(4) Ca^{2+} — K^+ — Cl^- — Mg^{2+}?

32. Basándote en la posición de los elementos en el sistema periódico saca la conclusión acerca de qué ion tiene el radio mínimo:

(1) Se^{2-};
(2) Br^-;
(3) Rb^+;
(4) Sr^{2+}.

33. Escribe las configuraciones de las capas electrónicas exteriores para los siguientes iones:

	Ion	Configuración electrónica
(1)	Mn^{4+}	...
(2)	S^{2-}	...
(3)	Cu^+	...
(4)	K^+	...
(5)	Cl^-	...
(6)	Pb^{2+}	...

34. ¿Qué ion tiene el mayor radio? Formula la respuesta partiendo de la posición de los elementos correspondientes en el sistema periódico:

(1) Ca^{2+};
(2) K^+;
(3) F^-;
(4) Cl^-.

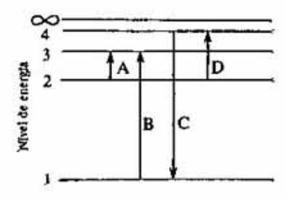
35. Entre los iones enumerados: Cl^-, S^{2-}, K^+ y Ca^{2+}, el radio menor lo tiene . . . .

36. ¿Cuál de los iones tiene el radio mínimo:

(1) I^-;
(2) Cs^+;
(3) Ba^{2+};
(4) Te^{2-}?

37. En la serie K—Ca—Sc—Ti, ¿el radio de los átomos . . . (disminuye, incrementa)?

38. En el caso cuando el electrón en un mismo átomo pasa del nivel de ener-



gía más bajo al más alto la energía se absorbe. ¿Cuál de las transiciones electrónicas representadas en la figura da

como resultado la absorción de la mayor cantidad de energía:

(1) A; (2) B; (3) C; (4) D?

39. Escribe las configuraciones electrónicas del manganeso en los grados de oxidación indicados a continuación, así como las fórmulas de los óxidos en las cuales el manganeso manifiesta estos grados de oxidación:

	Número de valencia o de oxidación del manganeso	Configuración electrónica	Óxido
(1)	+2	. . .	. . .
(2)	+4	. . .	. . .
(3)	+7	. . .	. . .

40. La energía señalada en la ecuación

Cl^0 (g.) → Cl^+ (g.) + $\bar{e}$ − 1254 kJ

interviene para el átomo de cloro como

(1) energía de enlace químico;
(2) energía de ionización;
(3) electronegatividad;
(4) afinidad al electrón.

41. Se denomina afinidad al electrón:

(1) la energía necesaria para arrancar el electrón del átomo no excitado;
(2) la capacidad del átomo del elemento dado de atraer la densidad electrónica;
(3) la transición del electrón a un nivel de energía más alto;
(4) el desprendimiento de energía durante la unión del electrón al átomo o al ion.

42. ¿Cuál de los elementos tiene el mayor valor de la energía de ionización:

(1) ${}_{3}Li$;
(2) ${}_{9}F$;
(3) ${}_{26}Fe$;
(4) ${}_{53}I$?

43. La energía consumida para separar un electrón del átomo del elemento en estado gaseoso es en el magnesio:

(1) menor que en el sodio y mayor que en el aluminio;
(2) mayor que en el sodio y menor que en el aluminio;
(3) menor que en el sodio y que en el aluminio;
(4) mayor que en el sodio y que en el aluminio.

44. Partiendo del análisis de las estructuras electrónicas de los átomos y de la posición de los elementos en el sistema periódico, señala cuál de cada dos átomos mencionados a continuación tiene mayor afinidad al electrón:

(1) potasio o calcio;
(2) azufre o cloro;
(3) hidrógeno o litio.

45. Los siguientes elementos químicos: H, O, F, S, Cl, se disponen en el orden de crecimiento de su electronegatividad en la serie . . . .

46. Los elementos químicos están dispuestos en el orden de crecimiento de la

electronegatividad en la serie:

(1) Si, P, Se, Br, Cl, O;
(2) Si, P, Br, Se, Cl, O;
(3) P, Si, Br, Se, Cl, O;
(4) Se, Si, P, Br, Cl, O.

47. *A* y *Z* significan, respectivamente, número másico y carga del núcleo. Al concepto de «isótopo» corresponde la siguiente definición:

(1) conjunto de átomos cuyos núcleos tienen *A* iguales y *Z* diferentes;
(2) conjunto de átomos cuyos núcleos tienen diferentes *A* y *Z* iguales;
(3) conjunto de átomos cuyos núcleos tienen *A* iguales y A — Z iguales;
(4) conjunto de átomos cuyos núcleos tienen *A* diferentes y *A* — *Z* iguales.

48. Analiza las configaraciones electrónicas de dos átomos neutros:

A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

¿Cuál de los siguientes enunciados es erróneo:

(1) el átomo *A* representa la configuración electrónica del átomo de sodio;
(2) los átomos *A* y *B* representan elementos distintos;
(3) para arrancar un electrón del átomo *B* se requiere menos energía que para arrancar un electrón del átomo *A*;

(4) al pasar de la configuración del átomo *A* a la configuración del átomo *B* se absorbe energía?

49. ¿Qué serie de elementos está dispuesta en el orden de crecimiento de sus radios atómicos:

(1) Na, Mg, Al, Si;
(2) C, N, O, F;
(3) O, S, Se, Te;
(4) I, Br, Cl, F?

50. En la serie de los metales alcalinos (desde Li hasta Cs) el cesio es el menos electronegativo. Esto se explica por el hecho de que éste tiene:

(1) el mayor número de neutrones en el núcleo;
(2) un número mayor de electrones de valencia en comparación con otros elementos;
(3) una masa atómica mayor;
(4) electrones de valencia que están más alejados del núcleo atómico.

51. Los iones Li^+ e H^- tienen estructura isoelectrónica. ¿Cuál de los enunciados concernientes a estas dos partículas en estado fundamental (no excitado) es correcto:

(1) Li^+ es un reductor más fuerte que H^-;
(2) el ion H^- tiene mayor tamaño quo Li^+;

(3) para separar un electrón del ion H^- se necesita mayor cantidad de energía que del Li^+;
(4) las propiedades químicas de dos iones son iguales por cuanto éstos tienen estructuras electrónicas iguales?

$1s^2$ ↑↓ Li^+ o H^- ?

52. Durante la radiación radiactiva el mayor efecto de penetración lo poseen:

(1) partículas α; (3) rayos γ;
(2) partículas β; (4) neutrones térmicos.

53. Durante la desintegración radiactiva del radio de acuerdo con el esquema

$^{226}_{88}Ra \rightarrow ^{222}_{86}Rn + \ldots$

además del radón se forma:

(1) la partícula β; (3) un protón;
(2) un isótopo estable de plomo; (4) la partícula α.

54. La radiación γ representa el flujo de:

(1) núcleos de helio;
(2) electrones de igual energía;
(3) neutrones térmicos;
(4) cuantos de radiación electromagnética.

55. En el caso de transición $^{41}_{20}Ca \rightarrow ^{41}_{19}K$ tiene lugar la transformación del siguiente tipo:

(1) desintegración α; (3) captura electrónica;
(2) desintegración β; (4) emisión del protón.

56. Escribe el esquema de la reacción

$^{9}_{4}Be + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{12}_{6}C + \ldots$

eligiendo una de las variantes ofrecidas:

(1) $^{1}_{1}p$;
(2) $^{1}_{0}n$;
(3) $^{2}_{1}H$;
(4) $^{0}_{-1}e$.

57. Como resultado de la reacción nuclear

$^{27}_{13}Al + ^{2}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + \ldots$

se forma el siguiente isótopo:

(1) $^{25}_{12}Mg$;
(2) $^{33}_{16}S$;
(3) $^{28}_{14}Si$;
(4) $^{23}_{13}Al$.

58. El átomo del isótopo del oro ^{197}Au contiene . . . protones, . . . neutrones y . . . electrones.

59. Se denominan isoelectrónicos los iones que tienen igual número de electrones e idéntica estructura del nivel electrónico exterior. Los iones O^{2-}, F^{-}, Na^{+}, Mg^{2+} y Al^{3+} tienen la configuración electrónica del gas noble neón y están dispuestos en el orden de crecimiento de las

masas atómicas de los elementos. En este caso, sus radios iónicos

(1) prácticamente no varían;
(2) disminuyen;
(3) aumentan;
(4) disminuyen y, luego, aumentan.

60. La sustancia compuesta tiene las moléculas no polares...

61. Como ejemplo de molécula no polar que tiene enlace covalente polar figura

(1) N_2;
(2) H_2O;
(3) NH_3;
(4) CCl_4.

62. ¿La molécula de qué sustancia es no polar:

(1) HCl;
(2) CF_4;
(3) NH_3;
(4) H_2S?

63. Entre las moléculas enumeradas a continuación: H_2, O_2, H_2O, CO_2, CH_4, H_2S, las polares son . . . .

64. Entre dos sustancias: LiH y CsH, el carácter iónico del enlace químico entre los átomos es mayor para la sustancia . . . .

65. El más iónico es el compuesto:

(1) CCl_4 (líq);
(2) SiO_2 (sól);
(3) KCl (sól);
(4) NH_3 (gas).

66. ¿En cuál de los compuestos entre los átomos se forma el enlace covalente por el mecanismo donador-aceptor:

(1) KCl;
(2) NH_4Cl;
(3) CCl_4;
(4) CO_2?

67. ¿En qué par de átomos el enlace químico presenta el carácter iónico más acusado:

(1) K — F;
(2) O — F;
(3) F — F;
(4) P — F?

68. Completa el esquema insertado a continuación con las palabras «se intensifica» o «disminuye» y señala la dirección por medio de flechas:

El carácter covalente del enlace . . .
LiF, BeF_2, BF_3, CF_4, NF_3, OF_2, F_2
El carácter iónico del enlace . . .

69. ¿Qué par de elementos indicados a continuación, durante la interacción química acusa la tendencia máxima a formar compuesto con enlace iónico:

(1) Cu y F;
(2) C y N;
(3) Na y F;
(4) Li y Ca?

70. ¿La molécula de cuál de los compuestos es no polar:

(1) CCl_4;
(2) NH_3;
(3) H_2Se;
(4) HCl?

71. ¿En cuál de las sustancias enumeradas a continuación se expresa en máximo grado la polaridad del enlace:

(1) sulfuro de hidrógeno;
(2) cloro;
(3) fosfina;
(4) cloruro de hidrógeno?

72. El momento eléctrico del dipolo del sulfuro de carbono (IV) es igual a cero. La formación de esta molécula se describe por el tipo . . . de hibridación del átomo de carbono.

73. Los orbitales de valencia del átomo de berilio en la molécula de hidruro de berilio están hibridizados por el tipo:

(1) sp;
(2) sp^2;
(3) sp^3;
(4) d^2sp^3,

y la molécula tiene la estructura:

(a) lineal;
(b) plana;
(c) tetraédrica;
(d) octaédrica.

74. Los orbitales de valencia del átomo de boro en la molécula de BF_3 están hibridizados por el tipo:

(1) sp;
(2) sp^2;
(3) sp^3;
(4) d^2sp^3,

y la molécula tiene una estructura:

(a) lineal;
(b) plana;
(c) tetraédrica;
(d) octaédrica.

75. La existencia de cuatro enlaces equivalentes C—H en la molécula de metano se explica por el hecho de que:

(1) tiene lugar la repulsión recíproca de los cuatro pares electrónicos;
(2) el átomo de carbono está hibridizado con la formación de cuatro orbitales sp^3;
(3) el átomo de carbono tiene un electrón de valencia s y tres de valencia p;
(4) el átomo de carbono tiene dos electrones de valencia s y dos electrones de valencia p.

76. El yodo radiactivo ^{131}I tiene el período de semidesintegración igual a 8 días. Si se toman 100 mg de este isótopo, dentro de 16 días quedarán:

(1) 2,5 mg;
(2) 12,5 mg;

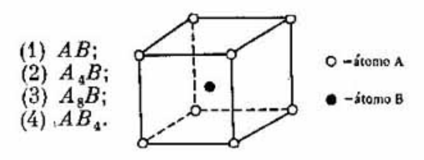
(3) 25,0 mg;
(4) 50,0 mg.

77. Siendo las mismas la temperatura y la presión, 1,0 l de oxígeno gaseoso y 1,0 l de hidrógeno gaseoso tienen iguales:

(1) masas;
(2) densidades,
(3) número de moléculas;
(4) velocidades de movimiento de las moléculas.

78. La sustancia cristalina A_xB_y tiene la celdilla centrada en el cuerpo. La fórmula del compuesto de este tipo es:

(1) AB;
(2) A_4B;
(3) A_8B;
(4) AB_4.



79. Para cada una de las sustancias enumeradas a continuación señala el tipo de la red cristalina (atómica, molecular o iónica):

	Sustancia	Tipo de la red
(1)	Naftaleno	. . .
(2)	Ioduro de cesio	. . .
(3)	Azufre	. . .
(4)	Diamante	. . .
(5)	Bromuro de rubidio	. . .
(6)	Hielo	. . .

80. ¿Cuál de las características enumeradas de la sustancia es la más necesaria para su identificación:

(1) masa;
(2) estado físico;
(3) volumen;
(4) punto de fusión?

81. Siendo iguales las condiciones (la temperatura y la presión), difunde con mayor rapidez al comparar con otros gases:

(1) hidrógeno;
(2) nitrógeno;
(3) oxígeno;
(4) bromuro de hidrógeno.

82. ¿Qué gas en igualdad de condiciones (la temperatura y la presión) difunde con mayor rapidez:

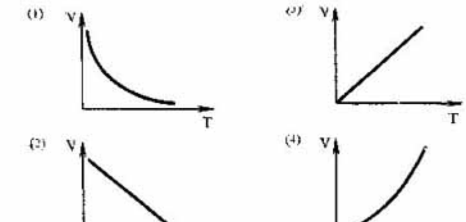
(1) argón;
(2) nitrógeno;
(3) helio;
(4) dióxido de carbono?

83. ¿Cuál de los gases enumerados a continuación difunde con mayor rapidez a través de una membrana porosa (siendo iguales la temperatura y la presión):

(1) NH_3;
(2) CO_2;
(3) NO_2;
(4) N_2?

84. ¿Cuál de los gráficos representa correctamente la variación del volumen V del gas ideal en dependencia de la

temperatura T, siendo constante la presión?



85. Volúmenes iguales de líquidos A y B se hallan en frascos abiertos a temperatura y presión iguales. El líquido A se evapora con mucha mayor rapidez que el B. De este hecho se puede sacar la conclusión de que el líquido A posee:
(1) mayor densidad;
(2) mayor masa;
(3) mayor temperatura de ebullición;
(4) mayor presión de vapor.

86. En igualdad de condiciones (la temperatura y la presión) un recipiente está lleno de oxígeno, y el otro, de igual volumen, está lleno de dióxido de carbono. Ambos recipientes contienen iguales
(1) masas de gases;
(2) número de átomos;
(3) número de neutrones;
(4) número de moléculas.

87. En cuatro ampollas sóldadas de igual volumen, en las condiciones normales, se hallan bromo, nitrógeno, ozono y helio. El mayor número de moléculas lo contiene la ampolla con

(1) bromo;
(2) nitrógeno;
(3) ozono;
(4) helio.

88. 5,0 l de dióxido de carbono, en las condiciones normales, contienen ... átomos.

89. Una sustancia cuya densidad es de 4 g/cm^3 ocupa el volumen igual a 12,0 cm^3. ¿A qué es igual su masa (g):

(1) 0,333;
(2) 8,0;
(3) 48,0;
(4) 4,00?

90. En las condiciones normales el mayor número de moléculas lo contiene 1 l de

(1) sulfuro de hidrógeno;
(2) agua
(3) cloruro de hidrógeno;
(4) hidrógeno.

91. ¿Cuáles de los siguientes grupos de sustancias serán sólidos a 10 °C:

(1) H_2O, NH_3, CH_4;
(2) F_2, Cl_2, Br_2;
(3) SO_3, I_2, NaCl;
(4) Si, Sb, Hg?

92. ¿Cuál de las sustancias mencionadas a continuación, al encontrarse en estado sólido, corresponde a las siguientes propiedades:

(a) sustancia sólida que existe a costa de las fuerzas de Van der Waals y funde a una temperatura mucho más baja que la temperatura ambiente;
(b) sustancia sólida con alto punto de fusión de estructura reticular en la cual los átomos están unidos por enlaces covalentes;
(c) sustancia sólida que no conduce la corriente eléctrica y que se transforma en un buen conductor en estado fundido;
(d) sustancia capaz de formar enlaces de hidrógeno?

	Sustancia	Propiedad
(1)	Germanio	...
(2)	Nitrato de potasio	...
(3)	Agua	...
(4)	Metano	...

93. Se tiene un recipiente de 50 l de volumen que encierra igual número de moléculas de oxígeno y de hidrógeno. La presión en el recipiente es igual a 101,3 kPa. ¿Cuál de los siguientes enunciados es erróneo:

(1) las moléculas de hidrógeno se mueven con mayor rapidez que las de oxígeno;
(2) en una unidad de tiempo contra las paredes del recipiente choca, en

promedio, mayor número de moléculas de hidrógeno que de moléculas de oxígeno;
(3) el recipiente contiene un número igual de moles de cada gas;
(4) si del sistema se elimina el oxígeno, la presión disminuirá hasta 25,3 kPa?

94. ¿En qué serie las sustancias están dispuestas en el orden de crecimiento de sus temperaturas de ebullición:

(1) $BaCl_2$ — HF — CO — Ne;
(2) Ne — CO — HF — $BaCl_2$;
(3) HF — CO — Ne — $BaCl_2$;
(4) CO — HF — $BaCl_2$ — Ne?

95. Los siguientes enlaces de hidrógeno están dispuestos en el orden de crecimiento de su estabilidad:

(1) O — H . . . Cl; O — H . . . N; N — H . . . O;
(2) N — H . . . O; O — H . . . Cl; O — H . . . N;
(3) O — H . . . Cl; N — H . . . O; O — H . . . N;
(4) N — H . . . O; O — H . . . N; O — H . . . Cl.

96. El número de coordinación del Mg(II) en el MgO cristalino es igual a 6; el óxido de magnesio pertenece al tipo estructural de

(1) rutilo;
(2) perovskita;

(3) cloruro de sodio;
(4) cloruro de cesio.

97. La molécula de CO_2 es diamagnética y no polar, el enlace carbono — oxígeno es sumamente estable. Teniendo en cuenta que la molécula es lineal, su fórmula estructural puede expresarse (al designar convencionalmente el enlace σ por medio de una línea continua y el enlace π por medio de línea de trazos) del modo siguiente:

(1) $O \overset{\sigma}{\underset{\sigma}{=}} C \overset{\sigma}{\underset{\sigma}{=}} O$;

(2) $O \overset{\sigma}{\underset{\pi}{=}} C \overset{\sigma}{\underset{\pi}{=}} O$;

(3) $O \overset{\pi}{\underset{\pi}{=}} C \overset{\pi}{\underset{\pi}{=}} O$;

(4) $O \overset{\sigma}{\underset{\sigma}{=}} C \overset{\pi}{\underset{\pi}{=}} O$.

98. El óxido de carbono(IV) CO_2 y el óxido de silicio(IV) SiO_2 tienen fórmulas químicas análogas del tipo EO_2. En estado sólido estos óxidos se diferencian en grado considerable por sus propiedades físicas, por cuanto . . . tiene red molecular, mientras que . . . tiene red atómica. Por esta causa, la temperatura de fusión alta la tiene . . ., y el punto de fusión bajo es característico para . . . .

99. Las propiedades de las sustancias cristalinas con distinto tipo de enlace químico se diferencian considerablemente.

Estas propiedades pueden ser las siguientes:

(a) temperatura de fusión baja, propensión a la sublimación, fragilidad, falta de conductibilidad eléctrica;
(b) temperatura de fusión alta, fragilidad, conductibilidad eléctrica en estado fundido;
(c) temperatura de fusión alta, conductibilidad eléctrica sumamente insignificante (propiedades electroaislantes);
(d) temperatura de fusión moderadamente alta, alta conductibilidad eléctrica, maleabilidad, ductilidad.

Señala para cada tipo de red cristalina representado a continuación las propiedades características correspondientes de las sustancias:

	Tipo de red	Propiedades de la sustancia
(1)	Iónica	. . .
(2)	Molecular	. . .
(3)	Atómica (covalente)	. . .
(4)	Metálica	. . .

100. ¿Para cuáles moléculas el enunciado insertado a continuación es correcto?

	Enunciado	C_2H_4	N_2H_4	H_2O_2	H_2F_2
(1)	Entre los átomos idénticos el enlace es covalente	. . .	. . .	. . .	. . .
(2)	En la molécula existe un enlace doble	. . .	. . .	. . .	. . .

Enunciado	C_2H_4	N_2H_4	H_2O_2	H_2F_2
(3) La molécula es plana	...	...	...	...
(4) La molécula es polar	...	...	...	...
(5) Existe un enlace de hidrógeno en la sustancia	...	...	...	...
(6) Manifiesta las propiedades básicas (con respecto al agua)	...	...	...	...

§ 3. Clases de compuestos inorgánicos

Por sus propiedades comunes las sustancias se pueden dividir en las siguientes clases: metales y no metales, óxidos básicos y ácidos, bases y ácidos, sales. Entre estas clases de sustancias existe un nexo genético...

N. S. Ajmétov,
L. M. Kuznetsova
«Química inorgánica»

1. ¿A qué clases de compuestos inorgánicos pertenecen: $NaOH$, SO_2, Na_3PO_4, H_2SO_4?

Clase de compuesto	Compuesto
(1) Sales	...
(2) Bases	...
(3) Óxidos	...
(4) Ácidos	...

2. Determina el tipo de cada una de las sales enumeradas: $KHSO_4$; $Mg(OH)Cl$; K_2NaPO_4; $CaCO_3$.

Tipo de sal	Fórmula de la sal
(1) Neutra	...
(2) Ácida	...
(3) Básica	...
(4) Doble	...

3. Indica la serie que contiene solamente óxidos ácidos:

(1) Na_2O; CaO; CO_2;
(2) SO_3; CuO; CrO_3;
(3) Mn_2O_7; CuO; CrO_3;
(4) SO_3; CO_2; P_2O_5.

4. Entre los óxidos enumerados: MgO, SiO_2, Al_2O_3, NO, P_2O_5, ZnO, CaO, los que reaccionan con la disolución acuosa de hidróxido de sodio son los siguientes. . . .

5. ¿Cuál de las sustancias al disolverse en agua forma ácido:

(1) $NaCl$;
(2) CaO;
(3) SO_3;
(4) NH_3?

6. Entre los óxidos enumerados: SO_3, CrO, P_2O_5, SiO_2, Cl_2O_7, WO_3, Mn_2O_7, los siguientes son básicos: . . . .

7. ¿Cuál de las series contiene tan solo óxidos ácidos:

(1) CO_2, SiO_2, MnO, CrO;
(2) V_2O_5, CrO_3, TeO_3, Mn_2O_7;
(3) CuO, SO_2, NiO, MnO;
(4) CaO, P_2O_3, Mn_2O_7, Cr_2O_3?

8. Entre los óxidos: CuO, Al_2O_3, CrO_3, SO_3, Na_2O, ZnO, MnO, SiO_2, los siguientes pertenecen a los básicos: . . . .

9. Teniendo en cuenta la manifestación prevaleciente de tales o cuales propiedades, clasifica los siguientes óxidos: Cr_2O_3, CaO, Cl_2O_7, Na_2O, Al_2O_3, NiO,

Mn_2O_7, CrO, P_2O_5, ZnO, de acuerdo con su pertenencia al determinado grupo:

Pertenencia del óxido al grupo	Fórmula del óxido
(1) Ácidos	...
(2) Básicos	...
(3) Anfóteros	...

10. Halla los nombres de los ácidos correspondientes a las fórmulas insertadas a continuación:

(1) acético;
(2) perclórico;
(3) hipocloroso;
(4) bromhídrico;
(5) sulfuroso;
(6) sulfhídrico;
(7) difosfórico;
(8) nitroso.

Fórmula del ácido	Nombre del ácido
HBr	...
$HClO$	...
H_2SO_3	...
$HClO_4$	...
CH_3COOH	...
H_2S	...
HNO_2	...
$H_4P_2O_7$	...

11. Halla los nombres de las bases correspondientes a las fórmulas aducidas:

(1) hidróxido de sodio;
(2) hidróxido de calcio;
(3) hidróxido de bario;
(4) hidróxido de rubidio;
(5) hidróxido de hierro;
(6) hidróxido de cobre;
(7) hidróxido de aluminio;
(8) hidróxido de cinc.

Fórmula de la base	Nombre de la base
$Al(OH)_3$	...
$Cu(OH)_2$	...
$Fe(OH)_3$	...
$NaOH$	...
$Ca(OH)_2$	...
$Ba(OH)_2$	...
$Zn(OH)_2$	...
$RbOH$	...

12. ¿Qué serie de hidróxidos contiene tan sólo hidróxidos anfóteros:

(1) $Mn(OH)_2$, $Cr(OH)_2$, $Cu(OH)_2$;
(2) $Zn(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_3$;
(3) $Al(OH)_3$, KOH, $Mg(OH)_2$;
(4) $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$; $Cr(OH)_3$?

13. Entre las sustancias señaladas los siguientes son simples:

(1) CO, CO_2, H_2O;
(2) O_2, H_2, O_3;
(3) CH_4, C_2H_4, H_2O_2;
(4) SO_2, SO_3, H_2S.

14. La masa molar (g/mol) de $Fe(OH)_3$ es igual a:

(1) 73;
(2) 75;
(3) 104;
(4) 107.

15. ¿Con cuáles de las sustancias enumeradas reaccionará el hidróxido de potasio:

(1) Na_2O;
(2) CaO;
(3) SO_3;
(4) $BaSO_4$?

16. Nombra las sales cuyas fórmulas se dan a continuación y señala a qué tipo de sales éstas pertenecen: ácidas, básicas o neutras.

	Fórmula de la sal	Nombre de la sal	Tipo de sal
(1)	$NaHSO_4$	. . .	. . .
(2)	$(CuOH)_2CO_3$	. . .	. . .
(3)	$BaSeO_4$	. . .	. . .
(4)	$(FeOH)NO_3$	. . .	. . .
(5)	Li_2CO_3	. . .	. . .

17. ¿En qué óxido la parte en masa del oxígeno es de 50%?

(1) CO;
(2) N_2O;
(3) SO_2;
(4) CO_2?

18. Con el ácido sulfúrico diluido puede reaccionar:

(1) Ag;
(2) Fe;
(3) Cu;
(4) Pt.

19. ¿Qué pares de compuestos enumerados a continuación pueden entrar en interacción química:

(1) CO y NO;
(2) CO_2 y HCl;
(3) LiH y H_2O;
(4) CaH_2 y SiH_4?

20. Con la disolución de hidróxido de sodio durante el calentamiento reaccionarán:

(1) Au;
(2) Zn;
(3) Cu;
(4) Fe.

21. ¿Cuál de los compuestos mencionados a continuación no reacciona con el ácido clorhídrico en las condiciones normales:

(1) $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$;
(2) $Cu(OH)_2$;
(3) CuO;
(4) Cu?

22. Con el ácido nítrico concentrado, sin pasivación, reaccionarán:

(1) el oro;
(2) el cobre;
(3) el hierro;
(4) el aluminio.

23. ¿Cuáles pares de compuestos no pueden reaccionar entre sí:

(1) CaH_2 y H_2O;
(2) Na_2O y SO_3;
(3) CO_2 y SO_2;
(4) MgO y CO_2?

24. La magnetita cuya composición se expresa por la fórmula . . . reacciona con la disolución de ácido clorhídrico por el esquema . . . .

25. Con la disolución de hidróxido de potasio reacciona:

(1) Ag;
(2) Cu;
(3) Fe;
(4) Al.

26. Escribe las fórmulas de los óxidos ácidos correspondientes a los ácidos señalados:

	Ácido	Óxido
(1)	Carbónico	. . .
(2)	Sulfúrico	. . .
(3)	Fosfórico	. . .
(4)	Nítrico	. . .
(5)	Selénico	. . .
(6)	Arsenioso	. . .

27. ¿Qué masa (g) de hidrógeno se forma durante la reacción de $6{,}02 \cdot 10^{22}$ átomos de cinc con el ácido sulfúrico:

(1) 20;
(2) 10;
(3) 6,5;
(4) 0,2?

28. ¿Cuál de las propiedades mencionadas a continuación es característica para las disoluciones acuosas de ácidos:

(1) las disoluciones, a tientas, parecen jabonosas;
(2) tiñen de rojo la disolución de tornasol;
(3) tiñen de carmesí la disolución de fenolftaleína;
(4) tiñen de azul la disolución de tornasol?

29. El hidrógeno se libera enérgicamente durante la interacción:

(1) $Zn + HNO_3$ (muy diluido);
(2) $Al + NaOH$ (disolución);
(3) $Fe + HNO_3$ (conc);
(4) $S + H_2SO_4$ (conc).

30. Determina por el nombre la fórmula de la sal, indicando de qué tipo es: ácida, neutra o básica.

	Nombre de la sal	Fórmula de la sal	Tipo de sal
(1)	Dihidrofosfato de sodio	...	...
(2)	Hidrosulfato de amonio	...	...
(3)	Sulfato de hierro (III)	...	...
(4)	Hidrocarbonato de calcio	...	...
(5)	Dihidroxicloruro de hierro	...	...
(6)	Silicato de sodio	...	...
(7)	Hidroxicarbonato de cobre	...	...

31. En un frasco sin inscripción se halla una sustancia blanca soluble en agua cuya temperatura de fusión es de 776 °C. Se trata de:

(1) $NaCl$;
(2) KCl;
(3) $CaCO_3$;
(4) $AlPO_4$.

32. Para realizar el experimento es necesario tomar cierta cantidad de «bicarbonato»; mientras tanto, las inscripciones en los frascos con los reactivos indican tan sólo las fórmulas de las sustancias.

¿El frasco con qué inscripción se debe tomar:

(1) Na_2CO_3;
(2) K_2CO_3;
(3) $KHCO_3$;
(4) $NaHCO_3$?

33. Durante la calcinación de la malaquita en atmósfera de hidrógeno se obtiene:

(1) CuO, H_2O, CO_2;
(2) Cu_2O, H_2O, CO_2;
(3) Cu, H_2O, CO_2;
(4) $CuCO_3$, H_2O, CO_2.

34. Los coeficientes elementales (en el orden de escritura) en la ecuación

$$\ldots Fe_2O_3 + \ldots H_2 \rightarrow \ldots Fe + \ldots H_2O$$

tendrán los siguientes valores:

(1) 2 — 6 — 4 — 6;
(2) 1 — 3 — 3 — 2;
(3) 2 — 6 — 2 — 3;
(4) 1 — 3 — 2 — 3.

35. Al tubo de ensayo que contiene cloruro de aluminio se añade un poco de hidróxido de sodio. Se forma un precipitado. Éste se divide en dos partes y se coloca en otros dos tubos de ensayo, añadiendo al primero de los mismos la disolución de ácido sulfúrico, y al segundo, la disolución de hidróxido de potasio. Resultó que:

(1) con los precipitados no ocurrió nada;
(2) en el primer tubo de ensayo el precipitado se disolvió y en el segundo no se disolvió;

(3) en el primer tubo de ensayo el precipitado no se disolvió y en el segundo se disolvió;
(4) en ambos tubos de ensayo el precipitado se disolvió.

36. ¿Cuál de las sustancias no se puede utilizar para la neutralización del ácido sulfúrico:

(1) hidrocarbonato de sodio;
(2) óxido de magnesio;
(3) hidroxicloruro de magnesio;
(4) hidrosulfato de sodio?

37. ¿Cuál de los compuestos mencionados puede utilizarse para la neutralización del ácido sulfúrico:

(1) HNO_3;
(2) $Mg(OH)_2$;
(3) CH_3OH;
(4) $NaHSO_4$?

38. En algunos casos, la adición de ácido a las disoluciones de sales de sodio puede contribuir a su identificación. ¿Qué sal no puede identificarse por este método:

(1) Na_2CO_3;
(2) Na_2S;
(3) Na_2SO_3;
(4) Na_2SO_4?

39. La obtención del hidróxido de aluminio en el laboratorio se puede expresar por la siguiente ecuación química . . . .

En este caso, la sustancia ... debe tomarse en exceso.

40. ¿Cuáles de las reacciones cuyos esquemas se insertan a continuación se pueden utilizar para la obtención del hidróxido de aluminio:

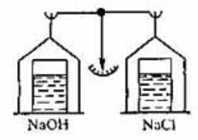
(1) $Al_2O_3 + H_2O \rightarrow ...$;
(2) $AlCl_3 + NaOH$ (exceso) $\rightarrow ...$;
(3) $AlCl_3 + NaOH$ (insuficiencia) $\rightarrow ...$;
(4) $Al_2O_3 + NaOH$ (disolución) $\rightarrow ...$?

41. Un gas incoloro se deja pasar a través de la disolución de hidróxido de calcio, formándose en este caso un precipitado blanco. Este gas incoloro es:

(1) el oxígeno;
(2) el amoníaco;
(3) el hidrógeno;
(4) el dióxido de carbono.

42. En los platillos de la balanza se encuentran equilibrados vasos con disoluciones de hidróxido de sodio y de cloruro de sodio. Al cabo de cierto tiempo el fiel de la balanza

(1) se desviará a la izquierda;
(2) se desviará a la derecha;
(3) no cambiará su posición.



43. Al tubo de ensayo que contiene la disolución de sulfato de cinc se ha añadido un poco de hidróxido de potasio. El precipitado formado se ha dividido en dos partes, colocándolas en otros dos tubos de ensayo. Al primer tubo de ensayo se ha añadido la disolución de ácido nítrico, y al segundo, la disolución de hidróxido de sodio. Una vez hecho esto, en el primer tubo de ensayo el precipitado . . ., y en el segundo tubo de ensayo el precipitado . . . .

44. Con el fin de verificar la transición de la sal al metal es necesario realizar una serie de transformaciones consecutivas. Por ejemplo, para obtener cobre a partir del sulfato de cobre (II) se puede realizar una serie de transformaciones en las cuales como productos intermedios intervendrán:

$CuSO_4 \rightarrow \ldots \rightarrow \ldots \rightarrow Cu.$

45. Escribe las ecuaciones de las reacciones con cuya ayuda se pueden realizar las siguientes transformaciones, teniendo, además, en cuenta que algunas transformaciones pueden desarrollarse más que en una etapa:

$$FeSO_4 \xrightarrow{(1)\ldots} Fe \xrightarrow{(2)\ldots} Fe_3O_4 \xrightarrow{(3)\ldots} Fe(NO_3)_3$$

46. Entre los óxidos enumerados: BaO, Li_2O, CuO, SO_3, CaO, SiO_2, P_2O_5, Fe_2O_3, Al_2O_3, Na_2O, con el agua reaccionan los siguientes: . . . .

47. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:

$$CaCl_2 \xleftarrow{(2)\ldots} Ca \xrightarrow{(3)\ldots} CaCO_3$$

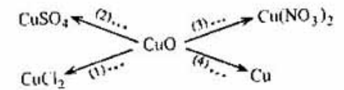
$$Ca(OH)_2 \xleftarrow{(1)\ldots} Ca \xrightarrow{(4)\ldots} CaO$$

48. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:

$$Al_2O_3 \xleftarrow{(2)\ldots} Al \xrightarrow{(3)\ldots} Al(OH)_3$$

$$AlCl_3 \xleftarrow{(1)\ldots} Al \xrightarrow{(4)\ldots} Al_2(SO_4)_3$$

49. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:



50. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:

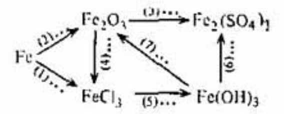
$$Na_2SO_4 \xleftarrow{(2)\ldots} NaOH \xrightarrow{(3)\ldots} Na_2CO_3$$

$$NaAlO_2 \xleftarrow{(1)\ldots} NaOH \xrightarrow{(4)\ldots} NaH_2PO_4$$

51. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:

$$Zn(OH)_2 \xrightarrow{(1)\ldots} ZnSO_4$$
$$Zn(OH)_2 \xrightarrow{(2)\ldots} Zn(NO_3)_2$$
$$Zn(OH)_2 \xrightarrow{(3)\ldots} ZnO$$
$$Zn(OH)_2 \xrightarrow{(4)\ldots} K_2ZnO_2$$

52. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:



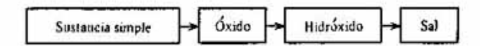
53. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:

$$Cr \xrightarrow{(1)\ldots} CrCl_2 \xrightarrow{(2)\ldots} Cr(OH)_2 \xrightarrow{(6)\ldots} Cr(OH)_3$$
$$Cr \xrightarrow{(3)\ldots} Cr_2O_3 \xrightarrow{(4)\ldots} CrCl_3 \xrightarrow{(5)\ldots} Cr(OH)_3$$
$$Cr(OH)_3 \xrightarrow{(7)\ldots} NaCrO_2 \xrightarrow{(9)\ldots} Na_2CrO_4 \xrightarrow{(11)\ldots} Na_2Cr_2O_4$$
$$Cr(OH)_3 \xrightarrow{(8)\ldots} CrCl_3 \xrightarrow{(10)\ldots} Na_2Cr_2O_4$$

54. Escribe las ecuaciones de las reacciones que caracterizan las siguientes transformaciones:

$$P \xrightarrow{(1)\ldots} P_2O_5 \xrightarrow{(2)\ldots} H_3PO_4 \xrightarrow{(3)\ldots} Ca_3(PO_4)_2 \xrightarrow{(4)\ldots} P$$

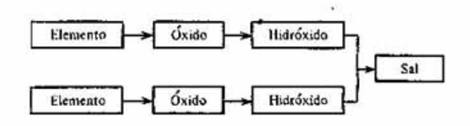
55. Haciendo uso de las ecuaciones de las reacciones químicas indica el modo de realizar el esquema representado a continuación



utilizando como iniciales las siguientes sustancias simples:

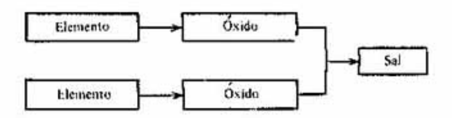
(1) Cu → . . .;
(2) S → . . .;
(3) Ca → . . .;
(4) C → . . . .

56. Basándote en el esquema representado a continuación elige un par de elementos (sustancias simples) a partir de los cuales es posible obtener dos distintos hidróxidos cuya reacción mutua lleva a la formación de una sal:



57. A base del esquema representado a continuación elige un par de elementos (sustancias simples) a partir de los cuales es posible obtener dos óxidos diferentes cuya reacción recíproca lleva a la for-

mación de una sal:



58. ¿Cuál de las sales mencionadas a continuación, durante su descomposición térmica, da lugar a la formación simultánea de un óxido básico y de un óxido ácido:

(1) $CaCO_3$;
(2) $NaNO_3$;
(3) NH_4NO_3;
(4) $KClO_3$?

59. Restituye los esquemas de las siguientes reacciones químicas:

(1) $\ldots + H_2O \rightarrow NaOH$;
(2) $CO_2 + \ldots \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$;
(3) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow \ldots + NaCl$;
(4) $Al + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + \ldots$.

60. Teniendo en cuenta la solubilidad de los óxidos en agua, determina cuál de las reacciones cuyos esquemas se representan a continuación no se desarrollará:

(1) $Na_2O + H_2O \rightarrow$;
(2) $BaO + H_2O \rightarrow$;
(3) $SiO_2 + H_2O \rightarrow$;
(4) $SO_3 + H_2O \rightarrow$.

§ 4. Disoluciones de electrólitos

Svante Augusto Arrhenius ... obtuvo su grado de doctor por la tesis sobre la «conducción galvánica de los electrólitos». Éste y los consiguientes trabajos de Arrhenius sentaron la base de la teoría de la disociación electrolítica la cual se debe considerar como uno de los logros más grandes de la nueva ciencia.

M. Joua, Historia de la Química

1. Distribuye (convencionalmente) las sustancias enumeradas a continuación por su solubilidad en agua:

   (a) bien solubles;
   (b) poco solubles;
   (c) prácticamente insolubles.

	Sustancia	Solubilidad
(1)	Azúcar	...
(2)	Cloruro de plata	...
(3)	Vitriolo azul	...
(4)	Sal común	...
(5)	Yeso	...
(6)	Hidrocarbonato de sodio	...

2. La disociación por etapas de los ácidos, las bases y las sales enumerados a continuación se puede representar del siguiente modo:

   (1) $H_2SO_4 \rightleftharpoons$ ...;
   (2) $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons$ ...;
   (3) $NaHCO_3 \rightleftharpoons$ ...;
   (4) $MgOHCl \rightleftharpoons$ ... .

3. Al disolver en agua una sustancia sólida, por regla general, con el aumento de

la temperatura su solubilidad . . ., y la solubilidad de una sustancia gaseosa . . . .

4. Durante la disolución del hidrato cristalino $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ de 219 g de masa en 1000 g de agua se forma la disolución con la parte en masa (%) de cloruro de calcio igual a:

(1) 9,1;
(2) 11,1;
(3) 17,9;
(4) 21,9.

5. La solubilidad de CO_2 en agua no se ve influida por:

(1) presión;
(2) temperatura;
(3) velocidad con que se deja pasar el flujo de gas;
(4) reacción química del gas con el agua.

6. Las ecuaciones de la disociación electrolítica de los siguientes electrólitos fuertes son:

(1) $NaOH \rightleftarrows$ . . . ;
(2) $Fe(NO_3)_3 \rightleftarrows$ . . . ;
(3) $HNO_3 \rightleftarrows$ . . . ;
(4) $Ba(OH)_2 \rightleftarrows$ . . . .

7. Para preparar una disolución con la fracción en masa de hidróxido de sodio igual a 6%, a 200 g de disolución con la fracción en masa de hidróxido de so-

dio igual a 30% es necesario añadir agua cuya masa (g) será:

(1) 300;
(2) 500;
(3) 800;
(4) 1000.

8. La solubilidad de las sustancias en la serie: AgCl—AgBr—AgI

(1) aumenta;
(2) disminuye;
(3) no varía;
(4) aumenta y, después, disminuye.

9. En una disolución de 1 l de volumen que contiene 0,15 mol de $Mg(NO_3)_2$ el número total de moles de iones Mg^{2+} y NO_3^- es igual a:

(1) 0,15;
(2) 0,30;
(3) 0,45;
(4) 0,60.

10. Durante la disolución de 1 mol de sal, a medida que aumenta el número de moles de iones, los compuestos se van a disponer en el siguiente orden:

(1) $Fe(NO_3)_3$, $FeCl_2$, $Fe_2(SO_4)_3$;
(2) $Fe(NO_3)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, $FeCl_2$;
(3) $Fe_2(SO_4)_3$, $Fe(NO_3)_3$, $FeCl_2$;
(4) $FeCl_2$, $Fe(NO_3)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$.

11. En la disolución de nitrato de aluminio el medio será:
(1) alcalino;

(2) neutro;
(3) ácido.

12. En las condiciones de laboratorio el disolvente puede separarse de la sustancia disuelta por medio de:

(1) decantación;
(2) destilación;
(3) filtración;
(4) sedimentación.

13. ¿Qué par de iones participa en la reacción química al añadir la disolución de $AgNO_3$ a la disolución de KCl:

(1) K^+ y Ag^+;
(2) K^+ y NO_3^-;
(3) K^+ y Cl^-;
(4) Ag^+ y Cl^-?

14. En el laboratorio, en un vaso de precipitados, sobre la llama del mechero se calienta agua. La temperatura de ebullición del líquido aumentará, si:

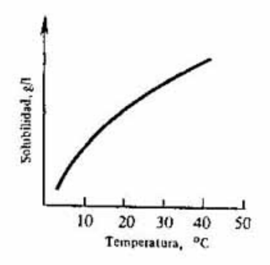
(1) el vaso de agua se cubre con una tapa;
(2) se intensifica la llama del mechero de gas;
(3) la llama del mechero de gas se debilita;
(4) al agua se añade sal común.

15. En cierto volumen de agua se han disuelto 5 g de vitriolo azul, llevando el volumen de la disolución hasta 500 cm^3. 1 l de disolución obtenida contiene . . . mol de sulfato de cobre.

16. La disolución de KCl se ha dejado en un frasco. Al cabo de varias semanas en el frasco se ha formado un precipitado. La disolución sobre el precipitado es:

(1) diluida;
(2) saturada;
(3) sobresaturada;
(4) insaturada.

17. En la figura se representa la curva de solubilidad de cierta sal. Se ha obtenido una disolución saturada de la sal dada a



40 °C. Después, con cuidado, la disolución se ha enfriado hasta 20 °C y, seguidamente, se ha introducido en ésta un pequeño cristal de sal. En este caso:

(1) el pequeño cristal se ha disuelto;
(2) no se han producido cambios visibles algunos;
(3) ha comenzado la formación y el crecimiento de los cristales.

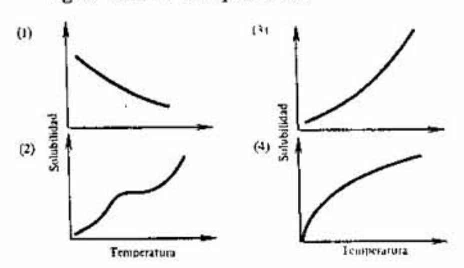
18. La masa (g) de NaOH que se contiene en 500 cm³ de disolución 0,60 *M* es igual a:

(1) 12;
(2) 24;
(3) 66;
(4) 130.

19. El número de moles de KOH en 250 cm³ de disolución 0,2 *M* de hidróxido de potasio es igual a:

(1) 0,050;
(2) 0,045;
(3) 0,250;
(4) 0,500.

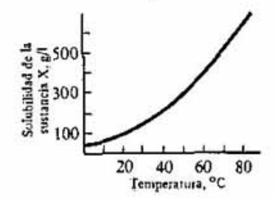
20. ¿Cuál de los gráficos representa más correctamente la variación de la solubilidad del nitrato de potasio KNO_3 en agua con la temperatura?



21. Se han mezclado unas cantidades iguales por su masa de disoluciones al 5% de sulfuro de sodio y de cloruro de co-

bre (II). El precipitado formado se ha sometido a filtración. Las fracciones en masa de las sustancias que han quedado en el filtrado son iguales a . . . .

22. En el gráfico se representa la solubilidad en agua de la sustancia X en función de la temperatura. La sustancia X



de 50 g de masa se ha disuelto en 100 g de agua a 100 °C y, después, la disolución preparada se ha sometido a enfriamiento. La disolución se convierte en saturada a la siguiente temperatura (°C):

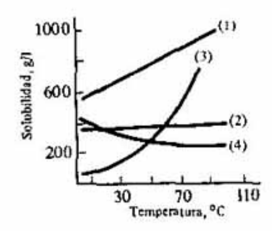
(1) 30;
(2) 50;
(3) 60;
(4) 70.

23. En invierno, durante las heladas, sobre los caminos cubiertos de hielo se echa el polvo de NaCl o de $CaCl_2$, y en este caso el hielo se derrite. Esto se explica por el hecho de que:

(1) se forma una disolución cuya temperatura de congelación es más alta que la del disolvente;

(2) se forma una disolución cuya temperatura de congelación es más baja que la del disolvente;
(3) se produce el desprendimiento del calor;
(4) se produce la absorción del calor.

24. ¿Cuál de los compuestos enumerados a continuación presenta la menor variación de la solubilidad al aumentar la temperatura desde 0 hasta 80 °C:



(1) KBr;
(2) NaCl;
(3) $K_2Cr_2O_7$;
(4) $Ca(C_2H_3O_2)_2 \cdot 2H_2O$?

25. ¿Cuál de los enunciados referentes al agua del mar es erróneo:

(1) el agua del mar hierve a temperatura más alta que el agua pura;
(2) el agua del mar congelada se derrite a temperatura más baja que el hielo puro;

(3) la temperatura de ebullición del agua del mar se eleva a medida que ésta se evapora;
(4) la densidad del agua del mar es igual a la del agua pura?

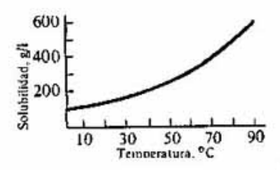
26. Entre las reacciones enumeradas a continuación se desarrolla prácticamente hasta el final la siguiente:

(1) $Na_2SO_4 + KCl \rightarrow \ldots$;
(2) $Cr(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
(3) $NaNO_3 + KOH \rightarrow \ldots$;
(4) $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow \ldots$.

27. La solubilidad de Na_2CO_3 a 20 °C es igual a 218 g por 1000 g de agua. La parte en masa (%) de la sustancia en la disolución saturada constituye:

(1) 8,7;
(2) 10,6;
(3) 17,8;
(4) 21,8.

28. Estudia con atención el diagrama de solubilidad de la sustancia X represen-



tado en la figura. Suponiendo que la disolución no ha sido sobresaturada, de-

termina cuántos gramos de sustancia X se separarán en forma de cristales, cuando la disolución caliente que contiene 500 g en 1000 g de agua quede enfriada hasta 40 °C:

(1) 200;
(2) 300;
(3) 450;
(4) 500.

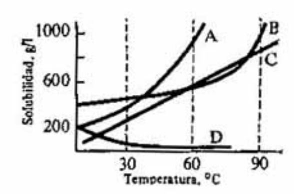
29. El hidrato cristalino $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ de 476 g de masa se ha disuelto en agua, con la particularidad de que en este caso la fracción en masa del cloruro de cobalto (II) en la disolución resultó ser igual a 13,15%. La masa (g) del agua tomada para disolver el hidrato cristalino es igual a:

(1) 500;
(2) 1000;
(3) 1500;
(4) 2000.

30. Un litro de agua se ha mezclado con 250 cm^3 de disolución en la cual la fracción en masa del ácido nítrico constituía un 50% (con una densidad de 1,3 g/cm^3). La fracción en masa (%) del ácido en la disolución obtenida es igual a:

(1) 10,0;
(2) 12,2;
(3) 12,5;
(4) 16,2.

31. Estudia el diagrama que representa la variación de las solubilidades de las sustancias A, B, C y D con la tempera-



tura. ¿Cuál de las sustancias tiene la mayor solubilidad a la temperatura de 30 °C:

(1) A;
(2) B;
(3) C;
(4) D?

32. Para preparar 10 kg de disolución de vitriolo verde con la fracción en masa de sulfato de hierro (II) en éste igual a 5% es necesario tomar el hidrato cristalino $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ con una masa (g) de:

(1) 152;
(2) 273;
(3) 500;
(4) 914.

33. El hidrato cristalino de sulfato de manganeso contiene 24,66% de manganeso.

La fórmula del hidrato cristalino es:

(1) $MnSO_4 \cdot H_2O$;
(2) $MnSO_4 \cdot 4H_2O$;
(3) $MnSO_4 \cdot 5H_2O$;
(4) $MnSO_4 \cdot 7H_2O$.

34. El análisis químico ha establecido que el hidrato cristalino obtenido a partir del cloruro de litio contiene 7,19% de litio. La fórmula del hidrato cristalino obtenido es:

(1) LiCl;
(2) $LiCl \cdot H_2O$;
(3) $LiCl \cdot 2H_2O$;
(4) $LiCl \cdot 3H_2O$.

35. La disolución de 1 mol de sosa anhidra transcurre con desprendimiento de 25 kJ de calor, mientras que la disolución de 1 mol de hidrato cristalino viene acompañada de absorción de 67 kJ de calor. El efecto térmico (kJ) de la reacción de hidratación de la sosa anhidra es igual a:

(1) +92;
(2) −42;
(3) +42;
(4) −92.

36. La disolución de 1 mol de cloruro de calcio anhidro se desarrolla con desprendimiento de 76,0 kJ de calor, y la reacción de hidratación de 1 mol de cloruro de calcio viene acompañada de libración de 95,1 kJ de calor. El efecto

térmico de la reacción de disolución de 1 mol de hidrato cristalino $CaCl_2 \times \times 6H_2O$ es igual a . . . kJ.

37. La disolución de 1 mol de sulfato de cobre anhidro transcurre con desprendimiento de 66,11 kJ de calor, y la disolución de 1 mol de vitriolo azul viene acompañada de absorción de 11,5 kJ de calor. El efecto térmico de la reacción de deshidratación del vitriolo azul es igual a . . . kJ.

38. La disolución de 1 mol de hidrato cristalino decahidratado de sulfato de sodio se desarrolla con absorción de 78,7 kJ de calor, y su deshidratación transcurre con absorción de 81,6 kJ de calor. El efecto térmico de disolución (kJ/mol) del sulfato de sodio anhidro es igual a:

(1) +2,9;
(2) −2,9;
(3) +160,3;
(4) −160,3.

39. Se disuelve en agua un mol de fosfato de sodio Na_3PO_4. ¿Cuántos moles de iones sodio se forman durante la disociación total de la sal:

(1) 1;
(2) 2;
(3) 3;
(4) 4?

40. En una disolución de 1 l de volumen que contiene 0,1 mol de $FeCl_3$ el número to-

tal de moles de los iones Fe^{3+} y Cl^- es igual a:

(1) 0,1;
(2) 0,2;
(3) 0,3;
(4) 0,4.

41. La dureza temporal del agua viene condicionada por la presencia en el agua de los siguientes compuestos:

(1) $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$;
(2) $NaHCO_3$, $KHCO_3$;
(3) $CaCO_3$, $MgCO_3$;
(4) Na_2CO_3, K_2CO_3.

42. La eliminación de la dureza temporal del agua se produce por ebullición de acuerdo con la reacción . . ., o bien, añadiendo sosa o lechada de cal de acuerdo con las reacciones . . . y . . . .

43. La dureza permanente del agua se debe a la presencia de:

(1) sulfatos y cloruros de sodio y potasio;
(2) sulfatos y cloruros de calcio y magnesio;
(3) carbonatos de sodio y potasio;
(4) hidrocarbonatos de calcio y magnesio.

44. La dureza permanente del agua se elimina por tratamiento con sosa, de acuerdo con la reacción . . . .

45. ¿A qué es igual la concentración (mol/l) de una disolución que en 2 l contiene

4,0 g de hidróxido de sodio:

(1) 1,0;
(2) 2,0;
(3) 0,10;
(4) 0,05?

46. Un matraz de 200 cm³ de volumen contiene la disolución de nitrato de sodio cuya concentración es igual a 0,1 mol/l. ¿Cuál será la concentración (mol/l) de la disolución si valiéndose de una pipeta del matraz se sustrayen 50 cm³:

(1) 0,2;
(2) 0,1;
(3) 0,075;
(4) 0,025?

47. Un vaso contiene 200 cm³ de disolución de sal común cuya concentración es de 0,10 mol/l. ¿A qué será igual la concentración (mol/l) de la sal que queda en el vaso después de sustraer del mismo 150 cm³ de disolución:

(1) 0,20;
(2) 0,10;
(3) 0,075;
(4) 0,025?

48. ¿Qué masa (g) de hidróxido de sodio sólido se debe tomar para preparar 50 cm³ de disolución 0,15 *M*:

(1) 0,30;
(2) 2,00;
(3) 3,00;
(4) 20,00

49. ¿Cuántos moles de hidróxido de potasio es necesario tomar para preparar 2 l de disolución 3 *M*:

(1) 1;
(2) 2;
(3) 3;
(4) 4?

50. ¿A qué es igual la concentración molar de la disolución obtenida por dilución hasta 1 l de 250 cm^3 de disolución 3 *M*:

(1) 0,75;
(2) 1,2;
(3) 3,0;
(4) 7,5?

51. ¿Qué volumen (cm^3) de disolución 0,1 *M* de HCl se puede preparar a partir de 5 cm^3 de disolución 1 *M* de HCl:

(1) 30;
(2) 40;
(3) 50;
(4) 60?

52. ¿Cuál de las disoluciones mencionadas a continuación contiene la misma cantidad de iones que la disolución 1,0 *M* de cloruro de calcio:

(1) disolución 0,5 *M* de $CuSO_4$;
(2) disolución 1,0 *M* de $CuSO_4$;
(3) disolución 0,5 *M* de Na_2SO_4;
(4) disolución 1,0 *M* de Na_2SO_4?

53. ¿A qué es igual la concentración molar de los iones sulfato SO_4^{2-} en la disolu-

ción 0,10 *M* de sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$:

(1) 0,033;
(2) 0,10;
(3) 0,30;
(4) 0,60?

54. 25 cm^3 de disolución de HCl neutralizan por completo 50 cm^3 de disolución 2,0 *M* de hidróxido de sodio. ¿A qué es igual la concentración (mol/l) de la disolución de HCl:

(1) 1,0;
(2) 2,0;
(3) 3,0;
(4) 4,0?

55. ¿La disolución de qué sustancia en agua presenta medio alcalino:

(1) cloruro de sodio, NaCl;
(2) cloruro de hidrógeno, HCl;
(3) carbonato de sodio, Na_2CO_3;
(4) cloruro de amonio, NH_4Cl?

56. ¿A qué es igual la concentración (mol/l) de los iones hidrógeno $[H^+]$ en la disolución 0,01 *M* de HCl durante su disociación completa:

(1) 2;
(2) $2 \cdot 10^{-1}$;
(3) $1 \cdot 10^{-2}$;
(4) $2 \cdot 10^{-2}$?

57. La disolución de ácido nítrico está totalmente ionizada en el agua. ¿A qué

es igual el valor del pH de la disolución 0,01 *M* de HNO_3:

(1) 1;
(2) 2;
(3) 10;
(4) 12?

58. ¿A qué es igual el pH de la disolución 0,01 *M* de hidróxido de potasio:

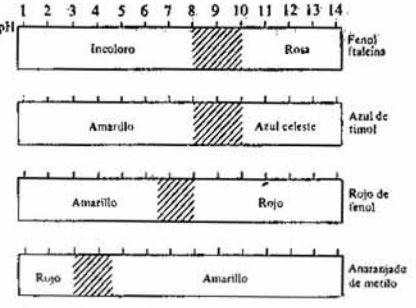
(1) 0,01;
(2) 2;
(3) 10;
(4) 12?

59. Cuando a la disolución de álcali se añade un exceso de ácido, el pH del medio puede cambiar de la siguiente manera:

(1) aumentar desde 7 hasta 8;
(2) aumentar desde 3 hasta 8;
(3) disminuir desde 7 hasta 6;
(4) disminuir desde 9 hasta 5.

60. En el esquema se indican los colores y su cambio en las zonas de transición de cuatro indicadores para distintos valores del pH.
¿Cuál de los indicadores modificará su color al añadirlo, primeramente a la disolución 10^{-2} *M* de ácido clorhídrico y, luego, a la disolución 10^{-5} *M* del mismo:

(1) fenolftaleína;
(2) azul de timol;
(3) rojo de fenol;
(4) anaranjado de metilo?



61. La disolución que, prácticamente, no varía el valor del pH al añadirle cantidades insignificantes de ácido o de base lleva el nombre de:
   (1) ácida;
   (2) alcalina;
   (3) neutra;
   (4) tampón (amortiguadora).

62. Entre los ácidos enumerados a continuación el más fuerte es:
   (1) H_2CO_3;
   (2) H_2SO_3;
   (3) H_3PO_4;
   (4) H_2SO_4.

63. Entre los ácidos que contienen cloro el más fuerte es:
   (1) HClO;
   (2) $HClO_2$;
   (3) $HClO_3$;
   (4) $HClO_4$;

64. Las mejores propiedades amortiguadoras las posee el sistema que consta de:

(1) HCl y NaCl;
(2) NaOH y Na_2SO_4;
(3) H_2CO_3 y $NaHCO_3$;
(4) H_2SO_4 y K_2SO_4.

65. Una disolución ácida se obtiene al disolver en agua

(1) Na_2SO_3;
(2) Na_2HPO_4;
(3) NaH_2PO_4;
(4) Na_3PO_4.

66. Una disolución alcalina se obtiene al disolver en agua

(1) Na_2HPO_4;
(2) $Al_2(SO_4)_3$;
(3) NaH_2PO_4;
(4) $FeCl_3$.

67. ¿Qué medio (alcalino, neutro o ácido) se tiene en las disoluciones de las cuatro sustancias señaladas a continuación? Escribe las ecuaciones de las reacciones de hidrólisis de las sales.

	Sustancia	Medio de la disolución,	Ecuación de la reacción de hidrólisis
(1)	Na_2CO_3	...	...
(2)	$FeCl_3$	...	...
(3)	$CuSO_4$	...	...
(4)	CH_3COONH_4	...	...

68. En una disolución acuosa la reacción ácida la da la siguiente sustancia:

(1) CH_3COONa;
(2) NH_4Cl;
(3) Na_2CO_3;
(4) Na_2HPO_4.

69. Basándote en los valores de las constantes de disociación de los ácidos insertados en la tabla es posible sacar la conclusión de que el ácido más débil entre los enumerados es:

(1) el yódico;
(2) el carbónico;
(3) el fosfórico;
(4) el sulfuroso.

Ácido	Constantes de disociación		
	K_1	K_2	K_3
HIO_3	$1{,}6\cdot10^{-1}$		
H_2CO_3	$2\cdot10^{-4}$	$5{,}6\cdot10^{-11}$	
H_3PO_4	$7{,}5\cdot10^{-3}$	$6{,}2\cdot10^{-8}$	$4{,}2\cdot10^{-13}$
H_2SO_3	$1{,}7\cdot10^{-2}$	$6{,}4\cdot10^{-8}$	

70. Para debilitar o cesar la hidrólisis de la disolución de cloruro de hierro (III) es necesario añadir una cantidad pequeña de:

(1) ácido clorhídrico;
(2) hidróxido de potasio;
(3) sal sólida NaCl;
(4) agua destilada.

71. Si en la disolución aumenta la concentración de los iones hidrógeno, entonces:

(1) aumenta el valor numérico del pH de la disolución;
(2) crece la concentración de los iones hidróxido;
(3) disminuye el valor numérico del pH de la disolución;
(4) la disolución se torna menos ácida.

72. La disolución tiene el pH = 5,0. La concentración (mol/l) de los iones hidrógeno en ésta es igual a:

(1) $1,0 \cdot 10^{-14}$;
(2) $1,0 \cdot 10^{-5}$;
(3) 5,0;
(4) 9,0.

73. ¿Cuál de los siguientes pares ácido-básicos es el más adecuado para mantener en la disolución acuosa el valor del pH igual a 9:

(1) $CH_3COOH - CH_3COO^-$;
(2) $H_2CO_3 - HCO_3^-$;
(3) $NH_4^+ - NH_4OH$;
(4) $H_2PO_4^- - HPO_4^{2-}$?

74. ¿Cuál de los siguientes enunciados es erróneo:

(1) sustancia sólida que contiene Mg^{2+}, Cr^{3+} y Br^- es soluble en agua;
(2) sustancia sólida que contiene Al^{3+}, K^+ y SO_4^{2-} es soluble en disolución acuosa de hidróxido de sodio;

(3) sustancia sólida que contiene Ag^+, Cu^{2+} y Cl^- es soluble en disolución acuosa de amoníaco;
(4) disolución que contiene los iones Na^+, K^+ y PO_4^{3-} es neutra (respecto al tornasol)?

75. ¿Qué sustancias es necesario tomar para realizar la transición

$Cr^{3+} + OH^- \rightarrow Cr(OH)_3$:

(1) $Cr_2(SO_4)_3$, H_2O;
(2) Cr_2O_3, HCl;
(3) $CrCl_3$, $NaOH$;
(4) Cr_2O_3, $NaOH$?

76. ¿Cuál de las sustancias señaladas a continuación, al disolverla en agua, da una reacción débilmente alcalina:

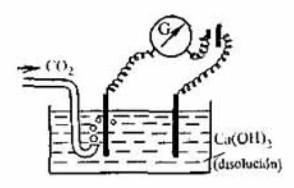
(1) NH_3;
(2) CO_2;
(3) SO_2;
(4) H_2S?

77. ¿Qué sustancia se debe añadir al agua para llevar su pH a incrementar por encima de 7:

(1) Na_2CO_3;
(2) $NaCl$;
(3) $AlCl_3$;
(4) HCl?

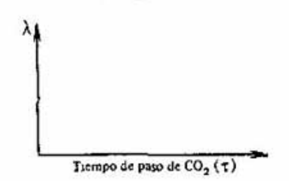
78. ¿Cómo cambiará la conductibilidad eléctrica λ de la disolución de hidróxido de calcio fijada por medio de galvanómetro (véase la figura), si a través de

esta disolución se deja pasar el dióxido de carbono? Representa esta relación en forma gráfica.



79. Restituye el primer miembro de la ecuación de la reacción basándose en los productos de hidrólisis conocidos:

$\ldots \rightarrow Fe(OH)_2^+ + H^+$



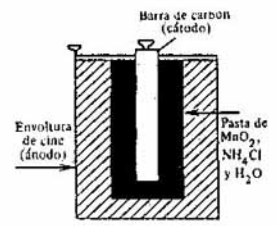
80. Restituye el primer miembro de la ecuación de la reacción basándose en el segundo miembro que se conoce:

$\ldots \rightarrow 2Al(OH)_3 \downarrow + 3CO_2 \uparrow + 3Na_2SO_4.$

81. En la pila seca representada en la figura se utiliza como electrólito la pasta preparada de MnO_2, NH_4Cl y H_2O. En los electrodos de la pila se desarro-

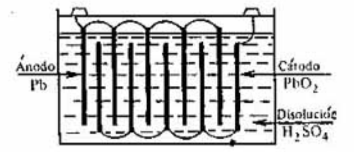
llan las siguientes reacciones electroquímicas:

en el ánodo . . .
en el cátodo . . .



82. En la batería de acumuladores de plomo (véase la figura) como electrólito se utiliza el ácido sulfúrico. Durante la descarga de la batería en los electrodos se desarrollan los siguientes procesos electroquímicos:

en el ánodo ...
en el cátodo ...



83. El sulfato de potasio de 20 g de masa ha sido disuelto en 150 cm³ de agua, realizando la electrólisis de la disolución. Después de la electrólisis, la

fracción en masa del sulfato de potasio en la disolución ha constituido un 15%. Los volúmenes desprendidos del hidrógeno y del oxígeno medidos a la temperatura de 20° C y la presión de 101 325 Pa son iguales a ... y ... litros, respectivamente.

84. En la pila galvánica que consta de una lámina de hierro sumergida en la disolución de $FeSO_4$ y de una lámina de cobre sumergida en la disolución de $CuSO_4$ y unidas por medio de un puente electrolítico consistente en una disolución saturada de KCl transcurre la siguiente reacción de oxidación-reducción:

(1) $Fe^0 + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu^0$;
(2) $Cu^0 + Fe^{2+} \rightarrow Cu^{2+} + Fe^0$;
(3) $Fe^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Fe^0 + Cl_2$;
(4) $Cu^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Cu^0 + Cl_2$.

85. La investigación de la interacción de los metales cinc y plomo con las disoluciones de las sales de cinc, hierro (II), plomo y cobre permite sacar la conclusión acerca de la posibilidad de que se

Metal	Disoluciones de las sales			
	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}
Zn		...	...	...
Pb	...	...		...

desarrollen reacciones químicas. Marca con el signo (+) las reacciones que transcurren entre el metal y la disolución de la sal correspondiente y escribe sus ecuaciones.

86. Los procesos que se desarrollan durante la electrólisis de la disolución de sulfato de níquel son los siguientes: en el cátodo de platino . . ., y en el ánodo de níquel . . . .

87. Al dejar pasar la corriente eléctrica a través de la disolución de nitrato de cobre, en el cátodo de carbón se separa la sustancia . . ., y en el ánodo de carbón, la sustancia . . . .

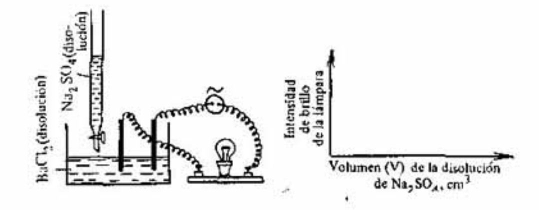
88. En un vaso que contiene las disoluciones acuosas 0,1 *M* de $AgNO_3$, $Cu(NO_3)_2$ y $Zn(NO_3)_2$ se han sumergido dos electrodos inertes (de platino o de carbón). Al dejar pasar la corriente eléctrica continua el primero a reducirse en el cátodo será:

(1) Ag;
(2) Cu;
(3) Zn;
(4) todos los tres metales se depositan simultáneamente.

89. Durante la electrólisis de la disolución acuosa de NaCl el medio junto al cátodo se convierte en:

(1) alcalino;
(2) débilmente ácido;
(3) fuertemente ácido;
(4) neutro.

90. Un alumno realizó el siguiente experimento. Vertió al aparato para la medición de la conducción eléctrica de las disoluciones 30 cm³ de disolución decimolar de cloruro de bario. Luego conectó el aparato a la red y, desde una bureta, comenzó a añadir gota a gota la disolución de sulfato de sodio de la misma concentración. A medida que se añade el sulfato de sodio el brillo de la lamparilla del aparato se va extinguiendo, para apagarse totalmente al cabo de cierto tiempo. Sin embargo, con la subsiguiente adición del sulfato de sodio, la luz emitida por la lamparilla volvió a intensificarse. El alumno registró meticulosamente los datos de observación en el diario de trabajo, obteniendo la siguiente relación gráfica:



91. En señal de reconocimiento del extraordinario valor de la teoría de la disociación electrolítica para el desarrollo de la química el Premio Nobel de 1903 fue otorgado al conocido científico . . . .

§ 5. Reacciones químicas alrededor de nosotros

El amante diligente de la bella naturaleza que quiere poner a prueba el estado más recóndito de las partículas prístinas que componen los cuerpos, debe escudriñar todas las propiedades y cambios de los mismos, y, especialmente, aquellos que revela la química, la servidora y confidente más íntima de la naturaleza la cual tiene acceso a sus aposentos reservadísimos.

M. V. Lomonósov

1. A principios del siglo XIX el químico inglés J. Dalton propuso introducir para los elementos la representación gráfica.

Representación de las reacciones por J. Dalton — Notación moderna

(1) ... (2) ... (3) (semejante compuesto no se forma y no existe) ... (4) (la reacción no se desarrolla) ... (5) ...

¿Cómo las ecuaciones de las reacciones compuestas por Dalton se representan en la forma moderna?

2. ¿Cuál de los parámetros enumerados a continuación queda siempre invariable en reacción química:

(1) masa;
(2) volumen;
(3) presión;
(4) concentración?

3. Entre los procesos enumerados a continuación:
   (1) combustión de la cinta de magnesio;
   (2) estirado del alambre de cobre;
   (3) destilación del petróleo crudo;
   (4) evaporación del agua de la superficie del depósito de agua;
   (5) empañamiento de los artículos de plata;
   (6) formación de una fina capa verde en el candelero de cobre;
   (7) formación de herrumbre en un clavo;
   (8) quema del carbón;
   (9) disolución del azúcar en agua;
   (10) formación del ozono en la atmósfera durante la tormenta, a los físicos pertenecen . . . y a los químicos, ...

4. Durante el desarrollo de la reacción química:
   (1) se conserva la masa total de las sustancias;
   (2) se conservan las moléculas de las sustancias que entran en la reacción;
   (3) se conservan los átomos de las sustancias que entran en la reacción;
   (4) el número total de átomos antes de la reacción es igual al número total de átomos después de la reacción.

   Entre estos enunciados es erróneo . . . .

5. En la disolución azul clara de cloruro de cobre (II) se sumerge un clavo de hierro esmerilado que, rápidamente, se cubre de una capa fina de cobre, con la particularidad de que la disolución, en este caso, adquiere una coloración verdosa. El proceso químico . . . que se desarrolla pertenece al siguiente tipo de reacción:

(1) descomposición;
(2) combinación;
(3) sustitución;
(4) intercambio.

6. La reacción $H_2SO_4+2KOH=K_2SO_4+$ $+ 2H_2O$ se denomina:

(1) reducción;
(2) hidrólisis;
(3) oxidación;
(4) neutralización.

7. Determina el tipo de cada una de las reacciones enumeradas a continuación:

(a) combustión;
(b) sedimentación;
(c) neutralización;
(d) oxidación-reducción.

	Reacción	Tipo
(1)	$Pb(NO_3)_2 + Na_2CrO_4 =$ $= PbCrO_4\downarrow + 2NaNO_3$	. . .
(2)	$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$	. . .
(3)	$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$	. . .
(4)	$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$	. . .

8. Entre las reacciones enumeradas a continuación la que se desarrolla sin que

varíe el número de valencia o de oxidación de los elementos es la siguiente:

(1) $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;

(2) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;

(3) $2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2\uparrow$;

(4) $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$.

9. Entre las reacciones enumeradas a continuación la que se desarrolla con la variación de los números de valencia de oxidación de los elementos es la siguiente:

(1) $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$;

(2) $NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$;

(3) $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$;

(4) $Na_2O + SO_3 = Na_2SO_4$.

10. El desarrollo de la reacción de desproporcionación viene acompañado del incremento o de la disminución del número de valencia o de oxidación de los átomos de un mismo elemento. A éstas no se puede referir la reacción:

(1) $2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$;

(2) $Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$;

(3) $3K_2MnO_4 + 2H_2O = 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$;

(4) $2FeSO_4 + 2H_2O = (FeOH)_2SO_4 + H_2SO_4$.

11. ¿Cuál de los esquemas representados a continuación corresponde a las reacciones de sustitución:

(1) $Fe + O_2 \xrightarrow{T} \ldots$;

(2) $Fe + HCl \rightarrow \ldots$;

(3) $Fe + Cl_2 \rightarrow \ldots$;

(4) $FeCl_2 + AgNO_3 \rightarrow \ldots$?

12. ¿Cuál de los esquemas corresponde a las reacciones de combinación:

(1) $KOH + HCl \rightarrow \ldots$;
(2) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
(3) $CaCO_3 \xrightarrow{T} \ldots$;
(4) $CaO + H_2O \rightarrow \ldots$?

13. ¿Cuál de las ecuaciones insertadas representa la reacción de oxidación-reducción:

(1) $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$;
(2) $CaCO_3 \xrightarrow{T} CaO + CO_2$;
(3) $2HgO \xrightarrow{T} 2Hg + O_2\uparrow$;
(4) $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow +$
$+ H_2O$?

14. ¿Qué proceso está representado por la ecuación de la reacción $H_2SO_4 +$ $+ 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$:

(1) descomposición;
(2) oxidación-reducción;
(3) neutralización;
(4) combinación?

15. ¿Cuál de los procesos enumerados representa la oxidación lenta:

(1) combustión del magnesio en el aire;
(2) inflamación de la gasolina;
(3) formación de la herrumbre en el hierro;
(4) explosión de la mezcla de hidrógeno con oxígeno?

16. Escribe los si_uientes esquemas de las reacciones:

(1) descomposición: $Fe(OH)_3 \rightarrow$
$\rightarrow Fe_2O_3 + \ldots$;

(2) combinación: $Fe + \ldots \rightarrow Fe_2O_3$;

(3) sustitución: $Fe + \ldots \rightarrow$
$\rightarrow FeSO_4 + \ldots$;

(4) intercambio: $FeCl_3 + \ldots \rightarrow$
$\rightarrow Fe(OH)_3 + \ldots$.

17. Partiendo de los datos sobre la solubilidad de las sustancias determina en el caso de qué reacción no se formará precipitado:

(1) $MnSO_4 + Na_2S \rightarrow \ldots$;
(2) $AgNO_3 + NaCl \rightarrow \ldots$;
(3) $CuCl_2 + NaOH \rightarrow \ldots$;
(4) $FeS + HCl \rightarrow \ldots$?

18. Durante la combustión del hierro en el oxígeno se forma la costra de hierro Fe_3O_4. ¿Cuál de los enunciados citados a continuación es erróneo:

(1) la ecuación de esta reacción es: $3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$;

(2) en la composición del Fe_3O_4 entran siete átomos;

(3) el proceso dado es espontáneo;

(4) la masa de las sustancias reaccionantes es igual a la de los productos de reacción?

19. El proceso de reducción tiene lugar en el caso cuando:

(1) los átomos neutros se transforman en iones cargados negativamente;

(2) los átomos neutros se transforman en iones cargados positivamente;
(3) la carga positiva del ion aumenta;
(4) la carga negativa del ion disminuye.

20. Sobre la llama de una vela ardiendo se ha mantenido un vaso volcado fondo arriba y mojado con agua de cal. En las paredes del vaso ha aparecido una fina capa blanca de composición . . . , por cuanto en este caso ha transcurrido la reacción . . . .

21. El peróxido de hidrógeno H_2O_2 acusa tanto propiedades oxidantes, como reductoras. Estos procesos so pueden representar por medio de los siguientes esquemas:

(a) $H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2H_2O$;
(b) $H_2O_2 - 2\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H^+$;
(c) $H_2O_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2OH^-$;
(d) $H_2O_2 + 2OH^- - 2\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H_2O$.

¿En cuáles de los esquemas representados H_2O_2 se manifiesta como reductor:
(1) a, b;
(2) c, d;
(3) a, c;
(4) b, d?

22. ¿Qué metal no puede emplearse como electrodo activo para la protección preventiva del casco de acero del barco:
(1) Mg;
(2) Cu;
(3) Al;
(4) Zn?

23. En el proceso de combustión del carbón con insuficiencia de oxígeno de acuerdo con las ecuaciones de las reacciones . . . se forma el monóxido de carbono extraordinariamente tóxico.
24. Para llenar las sondas meteorológicas se utiliza, con frecuencia, el hidrógeno obtenido durante la reacción del hidruro de calcio con agua . . . .
25. Restituye el primer miembro de la ecuación de la reacción química a base del segundo miembro que se conoce:

$$\ldots = 2MnSO_4 + 6K_2SO_4 = 3H_2O.$$

26. En la reacción

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

(1) el hidrógeno se reduce al compuesto H_2SO_4;
(2) el hidrógeno se oxida al compuesto H_2SO_4;
(3) el azufre se reduce al compuesto H_2SO_4;
(4) el azufre se oxida al compuesto H_2SO_4.

27. En la reacción que se desarrolla por el esquema

$$Cr_2S_3 + KNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + NO + CO_2 + Na_2SO_4$$

se someten a la oxidación los elementos de la siguiente serie:

(1) N, S;
(2) S, Cr;
(3) C, N;
(4) Cr, N.

28. En la reacción

$$As_2S_3 + 28HNO_3 \text{ (conc.)} = 2H_3AsO_4 + 3H_2SO_4 + 28NO_2 + 8H_2O$$

se oxidan los elementos . . . .

29. Restituye los primeros miembros de las ecuaciones de las reacciones químicas siguientes:

$$\ldots = 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O;$$
$$\ldots = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5S + 8H_2O.$$

30. La suma de los coeficientes en el segundo miembro de la ecuación de la reacción

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + H_2O + Cl_2$$

es igual a:

(1) 4;
(2) 8;
(3) 17;
(4) 18.

31. Durante la oxidación de Fe^{2+} a Fe^{3+} el permanganato de potasio en medio ácido se reduce a sal de manganeso con el número de valencia o de oxidación igual a +2. ¿Cuántos moles de sulfato de hierro (II) se oxidan por un mol de permanganato de potasio:

(1) 1;
(2) 2;
(3) 10;
(4) 5?

32. En la reacción representada por el esquema

$$Cr_2S_3 + Mn^{2+} + NO_3^- + CO_3^{2-} \rightarrow CrO_4^{2-} + MnO_4^{2-} + NO + CO_2 + SO_4^{2-}$$

se oxidan los siguiente elementos:

(1) Mn, N, S;

(2) Mn, S, Cr;

(3) C, S, Cr;

(4) Cr, S, N.

33. El profesor de química del Instituto de Minas de Petersburgo German Hess formuló en 1840 la ley principal de la termoquímica, cuya esencia consiste en que el efecto térmico de un proceso depende tan sólo de la clase y el estado de las sustancias iniciales y de los productos finales, y no depende del camino de transición.
Un corolario importante de esta ley es:

(1) el efecto térmico de la reacción es igual a los calores de formación de las sustancias iniciales;

(2) el efecto térmico de la reacción es igual a los calores de formación de los productos de reacción;

(3) el efecto térmico de la reacción es igual a la suma de los calores de formación de los productos de reacción menos la suma de los calores de formación de las sustancias iniciales;



German Ivánovich Hess (1802—1850). Químico ruso, académico de la Academia de Ciencias de Petersburgo. Uno de los fundadores de la termoquímica, descubrió (1840) la ley fundamental de la termoquímica. Descubrió y determinó la composición de una serie de nuevos minerales, propuso el método de obtención del telurio a partir del telururo de plata, en su honor el telururo de plata recibió el nombre de *hessita*.

Desde 1830, catedrático del Instituto Tecnológico de Petersburgo, y en los años 1832—1849, catedrático del Instituto de Minas de la misma ciudad.

(4) el efecto térmico de la reacción es igual a la suma de los calores de formación de los productos de reacción y de los calores de formación de las sustancias iniciales.

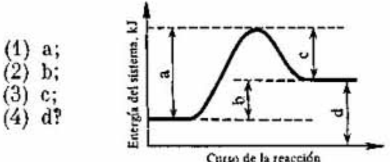
34. Entre los procesos enumerados a continuación:

(1) descarga de la pila de la lámpara relámpago (lámpara flash);
(2) fusión del hielo;
(3) evaporación del alcohol;
(4) reacción del sodio con el agua;
(5) descarga del relámpago;
(6) disolución del ácido sulfúrico concentrado en agua;
(7) combustión del fósforo en el aire;
(8) apagado de la cal viva

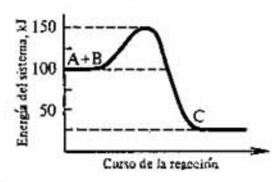
a los exotérmicos pertenecen los . . . , y a los endotérmicos, los . . . .

35. ¿Qué segmento en el diagrama indica el valor del efecto térmico de la reacción:

(1) a;
(2) b;
(3) c;
(4) d?



36. Valiéndose para la respuesta del diagrama energético representado en la



figura, hallamos que el efecto térmico de la reacción A + B → C es igual a . . . kJ.

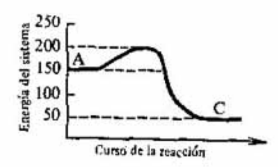
37. La ecuación termoquímica de la reacción de combustión del carbono es:

$C + O_2 = CO_2 + 402{,}24$ kJ.

¿Cuál es la masa (g) del carbono consumido, si durante la reacción se han liberado 167 600 kJ de calor:

(1) 500;
(2) 1000;
(3) 4000;
(4) 5000?

38. ¿A qué es igual el efecto térmico (kJ) de la reacción de transición de la sus-

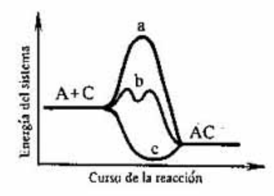


tancia A en C:

(1) −50;
(2) +100;
(3) −150;
(4) +200?

39. En el diagrama, con una línea, se muestra la marcha de la interacción

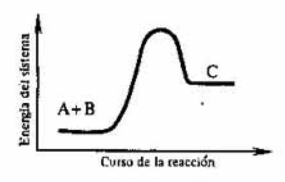
entre las sustancias A y C que se desarrolla con efecto exotérmico. La pre-



sencia del catalizador lleva a la obtención de la sustancia AC por el camino:

(1) a;
(2) b;
(3) c;
(4) no influye en la marcha de la reacción.

40. ¿Qué conclusión se puede sacar acerca



de la reacción A + B → C, partiendo del diagrama representado en la figura:

(1) la reacción se desarrolla muy rápidamente;
(2) la reacción es exotérmica;

(3) la reacción es endotérmica;
(4) el diagrama describe el estado de equilibrio?

41. ¿Cómo se anotará la expresión para la velocidad de la reacción $2A + B \rightarrow C$, si se considera que dicha reacción se desarrolla en una etapa:

(1) $v = k\,[B]$;
(2) $v = k\,[A]^2$;
(3) $v = k\,[A]\,[B]$;
(4) $v = k\,[A]^2[B]$?

42. El mecanismo de la reacción química $A+2B \rightarrow 2C$, convencionalmente, puede representarse en forma de las siguientes etapas:

(a) $A + B \rightarrow K + E$;
(b) $B + K \rightarrow M$;
(c) $B + E \rightarrow D$;
(d) $M + 2D \rightarrow 2C$.

Teniendo en cuenta el hecho de que entre todas las reacciones mencionadas la más lenta es la reacción (a) y la más rápida la reacción (d), la expresión para la velocidad del proceso se escribirá de la siguiente forma:

(1) $k\,([M][D]^2 - [A][B])$;
(2) $k\,[A][B]^2$;
(3) $k\,[M][D]^2$;
(4) $k\,[A][B]$.

43. Para la reacción $2A + 3B \rightarrow 3C + 2D$, como resultado de tres experimentos realizados a igual temperatura, se han

obtenido los siguientes datos acerca de la reacción directa:

	Experimentos		
	I	II	III
Concentración inicial de A, C_A, mol/l	0,10	0,20	0,20
Concentración inicial de B, C_B, mol/l	0,10	0,10	0,20
Velocidad de la reacción directa, v, mol/(l·s)	0,01	0,04	0,04

De acuerdo con los datos insertados la ecuación de velocidad de la reacción señalada es . . . .

44. La reacción A_2 (g.) + B_2 (g.) = 2AB (g.) se desarrolla en la fase gaseosa al chocar las moléculas A_2 y B_2. Si se duplica la concentración de cada una de las sustancias reaccionantes (es decir, A_2 y B_2), manteniéndose en este caso invariables todas las demás condiciones de la interacción, la velocidad de la reacción aumentará:

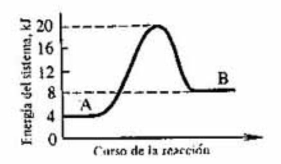
(1) $\sqrt{2}$ veces;
(2) 2 veces;
(3) 3 veces;
(4) 4 veces.

45. ¿Cuántas veces cambiará el volumen del hidrógeno que se desprende en la reacción del cinc con el ácido clorhídrico, si el cubito de cinc de 1 g de masa se desmenuza en 1000 cubitos iguales:

(1) no cambiará;
(2) aumentará 10 veces, aproximadamente;

(3) aumentará 100 veces, aproximadamente;
(4) aumentará 1000 veces, aproximadamente?

46. Examina con atención la relación gráfica representada. ¿A qué es igual la

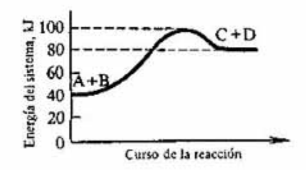


energía de activación (kJ/mol) de la transformación de la sustancia A en B:

(1) +16;
(2) +12;
(3) +8;
(4) +4?

47. Estudia el diagrama de la reacción:
A (g.) + B (g.) → C (g.) + D (g.)

Para esta reacción la energía de activa-



ción (kJ/mol) es igual a:

(1) 20;
(2) 40;
(3) 60;
(4) 80?

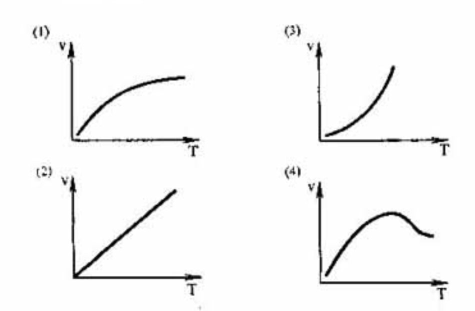
48. El catalizador acelera la reacción química debido:

(1) a la disminución de la energía de activación;
(2) al aumento de la energía de activación;
(3) al crecimiento del calor de la reacción;
(4) a la disminución del calor de la reacción.

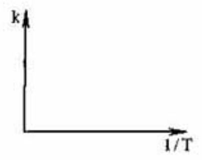
49. ¿En qué casos enumerados a continuación tiene lugar la reacción catalítica:

(1) la velocidad de la reacción de interacción del hidrógeno con el bromo aumenta durante el calentamiento;
(2) la intensidad de la reacción de combustión del carbón aumenta después de desmenuzarlo;
(3) la velocidad de la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno aumenta al introducir en éste el dióxido de manganeso;
(4) la velocidad de la reacción de combustión del fósforo aumenta al introducirlo en la atmósfera de oxígeno puro.

50. ¿Cuál de los gráficos ilustra la variación de la velocidad v de una reacción simple de una etapa al aumentar la temperatura T?



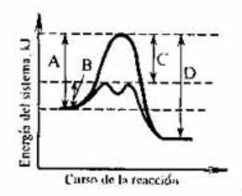
51. Traza esquemáticamente el gráfico de variación de la constante de velocidad k de una reacción química simple en



una etapa en función de la temperatura inversa $1/T$.

52. En la figura se representa el diagrama energético de dos diferentes mecanismos para una misma reacción química. La

energía de activación de la reacción que se desarrolla en presencia del cata-



lizador tiene el valor correspondiente a:

(1) A;
(2) B;
(3) C;
(4) D.

53. La velocidad de la reacción química viene prefijada por la siguiente ecuación:

$v = k\,[A]^x[B]^y[C]^z.$

Si la concentración de la sustancia A se duplica (siendo invariables las concentraciones de las sustancias B y C), la velocidad de la reacción aumenta 8 veces; si se duplica la concentración de B (con las concentraciones de A y C invariables), la velocidad de la reacción aumenta 2 veces. Si la concentración de C aumenta 2 veces (siendo invariables las concentraciones de A y B), la velocidad incrementa 4 veces.

Los exponentes de las potencias x, y y z, para las concentraciones correspondientes de A, B y C, tienen los siguientes valores en la ecuación de la velocidad de la reacción:

(1) 1, 0 y 2;
(2) 2, 1 y 2;
(3) 3, 1 y 2;
(4) 4, 1 y 2.

54. El equilibrio de la reacción

$$Fe_3O_4 + 4CO \rightleftharpoons 3Fe + 4CO_2 - 43{,}7 \text{ kJ}$$

se desplaza a la izquierda cuando:

(1) la temperatura disminuye;
(2) la temperatura aumenta;
(3) la presión disminuye;
(4) la presión aumenta.

55. En un sistema reactivo se encuentran en equilibrio:

$$2CO\ (g.) + O_2\ (g.) \rightleftharpoons 2CO_2\ (g.) + Q.$$

¿Cómo se desplazará el equilibrio (a la derecha, a la izquierda), si en el sistema se realizan los siguientes cambios?

	Cambios en el sistema	Desplazamiento del equilibrio
(1)	Añadir CO_2	. . .
(2)	Aumentar el volumen	. . .
(3)	Aumentar la presión	. . .
(4)	Eliminar CO_2	. . .
(5)	Elevar la temperatura	. . .

56. ¿Cuál de las relaciones representa la constante de equilibrio K_{eq} para el

equilibrio químico definido por la siguiente ecuación de la reacción:

$2NO\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2NO_2\ (g.)$?

(1) $\frac{[NO][O_2]}{[NO_2]}$;

(2) $\frac{[NO]^2[O_2]}{[NO_2]^2}$;

(3) $\frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]}$;

(4) $\frac{[NO_2]}{[NO][O_2]}$.

57. ¿En qué reacción el aumento de la presión en el sistema da lugar al aumento del rendimiento de los productos de reacción:

(1) $2H_2O\ (g) \rightleftharpoons 2H_2\ (g.) + O_2\ (g.)$;
(2) $N_2\ (g.) + 3H_2\ (g.) \rightleftharpoons 2NH_3\ (g.)$;
(3) $CaCO_3$ (sól.) $\rightleftharpoons$ CaO (sól.) + CO_2;
(4) $CO\ (g.) + H_2O\ (g.) \rightleftharpoons CO_2\ (g.) + H_2\ (g.)$?

58. La reacción entre el hidrógeno y el yodo se desarrolla de acuerdo con la ecuación . . . . La constante de equilibrio de esta reacción es . . . . ¿Cuál de las condiciones enumeradas a continuación provocará la variación de la constante de equilibrio:

(1) adición del catalizador al sistema;
(2) elevación de la temperatura;
(3) aumento de la concentración de las sustancias iniciales;

(4) aumento de la concentración de los productos de reacción?

59. Durante la reacción del sulfato de amonio y aluminio con el agua de barita pueden transcurrir los siguientes procesos:

(1) SO_4^{2-} + . . . ;
(2) Al^{3+} + . . . ;
(3) NH_4^+ + . . . ;
(4) A la par de ello . . . .

60. A continuación se insertan las ecuaciones de las reacciones, con la particularidad de que en cada una de éstas se omite uno de los participantes en la reacción. Determina su fórmula y el coeficiente estequiométrico correspondiente:

(1) $FeS + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + \ldots$;
(2) $4Zn + 10HNO_3$ (disolución) $\rightarrow NH_4NO_3 +$
$+ \ldots + 3H_2O$;
(3) $8Al + \ldots \rightarrow 9Fe + 4Al_2O_3$;
(4) $\ldots + 2O_2 \rightarrow SiO_2 + 2H_2O$.

61. ¿Cuál de las reacciones cuyos esquemas se insertan a continuación prácticamente no se desarrolla hasta el final?

(1) $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
(2) $CaO + HCl \rightarrow \ldots$;
(3) $NaOH + Al(OH)_3 \rightarrow \ldots$;
(4) $CsI + NaCl \rightarrow \ldots$.

62. Durante la interacción del cromato de potasio, del cloruro de hierro (II) y del

ácido sulfúrico pueden transcurrir los siguientes procesos:

(1) CrO_4^{2-} + . . . ;
(2) Fe^{2+} + . . . ;
(3) para una alta concentración de Cl^- y y H_2SO_4 . . . .

63. Se conoce que el cobre metálico se disuelve en disolución acuosa de cloruro de hierro (III). En este caso se obtienen:

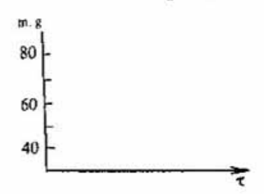
(1) $Cu(OH)_2$ y $Fe(OH)_3$;
(2) $CuCl_2$ y Fe;
(3) $CuCl_2$ y $FeCl_2$;
(4) $CuCl_2$ y H_2.

64. Durante la interacción de la sosa calcinada con el hidrosulfato de sodio, en el caso de exceso de H^+, se desarrolla la reacción . . ., y en el caso de exceso de CO_3^{2-} se desarrolla la reacción . . . .

65. La descomposición de sustancias orgánicas en ausencia de aire da lugar a la formación de compuestos hidrogenados de no metales. Escribe las ecuaciones de las reacciones de oxidación por el oxígeno de cada uno de los compuestos hidrogenados insertados a continuación, partiendo de la suposición de que el no metal, durante la oxidación, pasa al estado con el número de valencia de oxidación lo más alto posible:

(1) $CH_4 + O_2 \rightarrow$ . . . ;
(2) $H_2S + O_2 \rightarrow$ . . . ;
(3) $PH_3 + O_2 \rightarrow$ . . . .

66. En un horno calentado por encima de la temperatura de descomposición del hidróxido de hierro (III) han introducido una pesada de dicho hidróxido con una masa de 53,5 g. Construye el gráfico



que refleja la variación de la masa *m* de la pesada en función del tiempo τ de calcinación.

67. Durante la realización de las síntesis:

(1) $SO_2 \rightarrow Na_2SO_4$;
(2) $O_2 \rightarrow O_3$;
(3) $Ba(OH)_2 \rightarrow BaH_2$;
(4) $Na_2SO_4 \rightarrow Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$,

la verificación de los procesos de oxidación-reducción es necesaria en todos los casos, excepto el caso . . . .

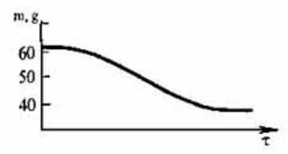
68. A finales del siglo pasado L. Mond descubrió que el níquel en polvo reaccionaba con el óxido de carbono (II), formando el complejo mononuclear de tetracarbonilo de níquel $Ni(CO)_4$, que es un líquido incoloro fácilmente volátil. ¿En qué caso el metal no forma complejos de carbonilo mononucleares del tipo $Me(CO)_x$, donde Me es metal, sino que

forma compuestos con los enlaces Me — Me (metal — metal):

(1) Ni;
(2) Mn;
(3) Cr;
(4) Fe?

69. En el ciclo de ozono en la atmósfera un papel importante lo desempeñan los óxidos de nitrógeno presentes en la misma en una concentración lo suficientemente baja. El ozono reacciona con NO, dando lugar a la formación de NO_2 y O_2; a su vez, NO_2 reacciona con el oxígeno atómico presente en la estratosfera, formándose NO y O_2. El resultado de la interacción del ozono es la reacción . . . .

70. Se ha sometido a descomposición una muestra pesada de $KClO_3$ de 61,25 g



de masa, y, basándose en los datos experimentales obtenidos (variación de la masa *m* de la muestra en función del tiempo τ), se ha construido una relación gráfica representada en la figura. Escribe las ecuaciones de las reacciones correspondientes a las condiciones men-

cionadas a continuación y determina cuál de éstas corresponde a la relación gráfica:

(1) a temperatura de 400° C, aproximadamente;
(2) en presencia de MnO_2, a temperatura de 200° C, aproximadamente.

CAPÍTULO II

¡Cómo conoces la química de los elementos!

§ 1. Química de la familia de los halógenos

...Moissan se planteó un problema complejo e importante, el de obtener flúor libre, o sea, un problema sobre el cual trabajaron infructuosamente algunos químicos, comenzando por H. Davy... Superando las dificultades de todo género posible, Moissan, el 26 de junio de 1886, obtuvo por primera vez el flúor por electrólisis del ácido fluorhídrico en un aparato de tubos de platino...

Revista de la Sociedad Química de la Unión Soviética «D. I. Mendeléiev»

1. La coloración de las sustancias simples varía paulatinamente con el aumento del número atómico de los halógenos que las componen. Indica para los halógenos enumerados a continuación su estado físico y el color en las condiciones normales.

	Elemento	Estado físico	Color
(1)	Flúor	. . .	. . .
(2)	Cloro	. . .	. . .
(3)	Bromo	. . .	. . .
(4)	Yodo	. . .	. . .

2. Las temperaturas de fusión y de ebullición de los halógenos como sustancias simples en el subgrupo del sistema periódico, con el aumento del número atómico del elemento

(1) disminuyen;
(2) aumentan;
(3) no varían;
(4) disminuyen y, después, aumentan.

3. La fórmula electrónica del nivel de energía exterior, común para todos los átomos de halógenos, se puede anotar de la siguiente forma: . . ., donde *n* es el número del nivel de energía.
4. El primer halógeno obtenido en estado libre fue el cloro. El químico sueco Karl Scheele lo obtuvo en 1774, por calentamiento de la pirolusita con el ácido clorhídrico, de acuerdo con la reacción . . . .
5. Los halógenos poseen las siguientes propiedades comunes:

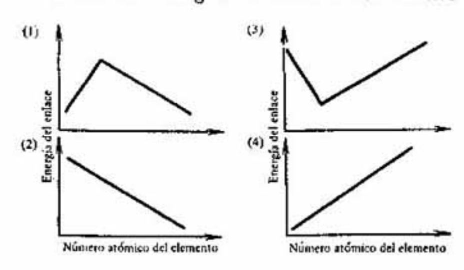
(1) en estado gaseoso existen en forma de moléculas biatómicas;
(2) son capaces de formar con los metales alcalinos compuestos del tipo MeX (donde X designa un halógeno) que representan sustancias sólidas del tipo iónico;
(3) forman un enlace covalente con el hidrógeno y el carbono;
(4) acusan tan sólo propiedades oxidantes.

Entre los enunciados citados es erróneo el . . . .

6. El cloro, en las condiciones normales, es un gas de color . . . y con una den-

sidad de . . . g/l. A la temperatura de . . . °C el cloro se puede transformar en líquido.

7. ¿De qué modo, aproximadamente, cambiará la energía de rotura del enlace



químico en las moléculas de halógenos a medida que aumenta el número atómico del elemento?

8. Del flúor no se puede decir que es

(1) el más activo;
(2) el más electronegativo;
(3) el más agresivo;
(4) el elemento más ligero.

9. Las propiedades oxidantes vienen expresadas de modo más manifiesto

(1) en el flúor;
(2) en el cloro;
(3) en el bromo;
(4) en el yodo;

10. Las propiedades reductoras vienen expresadas de modo más manifiesto

(1) en el flúor;
(2) en el cloro;
(3) en el bromo;
(4) en el yodo.

11. La alta actividad química del flúor se explica por el hecho de que

(1) éste tiene el valor más alto de la electronegatividad (4.0);
(2) su molécula tiene la energía de disociación baja, y el enlace químico en la mayoría de los compuestos del flúor se destaca por su gran estabilidad;
(3) para completar el nivel electrónico exterior falta solamente un electrón;
(4) la molécula tiene una masa relativamente pequeña y es bastante móvil.

12. A diferencia de otros halógenos el flúor reacciona enérgicamente

(1) con Na;
(2) con P;
(3) con H_2;
(4) con SiO_2.

13. El flúor puede reaccionar con los gases nobles. ¿Cuál de los gases nobles señalados a continuación:

(1) Ne;
(2) Ar;
(3) Kr;
(4) Xe,

arde en la atmósfera de flúor con una llama brillante, formándose el producto del tipo AB_4 de acuerdo con la ecuación de la reacción . . . ?

14. Por cuanto el flúor es un oxidante más fuerte que el oxígeno, resulta que el flúor reacciona con el agua dando lugar, principalmente, a la formación de sustancia simple de acuerdo con la ecuación . . . .

15. Un volumen de cloro gaseoso reacciona con tres volúmenes de flúor gaseoso, dando lugar a la formación de dos volúmenes de producto gaseoso . . . de acuerdo con la ecuación . . . (los volúmenes de todos los gases se han medido a temperaturas y presiones iguales).

16. ¿Cuál de los enunciados insertados a continuación para los átomos de cloro resulta erróneo:

(1) los núcleos de los átomos de cloro por el número de protones se diferencian de los núcleos de todos los otros elementos;
(2) los átomos neutros de cloro por el número de electrones se distinguen de los átomos neutros de todos los otros elementos;
(3) la relación del número de neutrones al número de protones en los átomos de cloro es más alta que en los átomos de otros elementos;
(4) los átomos de cloro por su comportamiento químico se diferencian de

los átomos neutros de todos los otros elementos?

17. El cloro libre puede desprenderse como resultado de interacción de las siguientes sustancias:

(1) $HCl + Mg \rightarrow \ldots$;
(2) $HCl + MgO \rightarrow \ldots$;
(3) $HCl + Br_2 \rightarrow \ldots$;
(4) $HCl + F_2 \rightarrow \ldots$.

18. Para el blanqueo de las telas y del papel encuentra aplicación cal clorada que representa el producto de reacción del cloro

(1) con H_2O;
(2) con KOH;
(3) con $Ca(OH)_2$;
(4) con $Mg(OH)_2$.

19. Los calores de formación de los cloruros superiores de sodio y de antimonio son prácticamente iguales. ¿En qué caso se liberará más calor:

(1) durante la combustión de 5 g de sodio en el cloro;
(2) durante la combustión de 5 g de antimonio en el cloro?

20. En una ampolla de vidrio soldada de 10 cm^3 de volumen se encuentra una muestra de cloro gaseoso de 0,01 g de masa. Esta muestra se calienta desde 0 hasta 273 °C. La presión inicial del cloro a 0 °C es igual a . . . kPa.

21. La presión del cloro a 273 °C (véase el problema N° 20) es igual a . . . kPa.

22. El cloro reacciona enérgicamente con el hidrógeno al someter estas sustancias a irradiación con la luz ultravioleta, de acuerdo con la ecuación $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$. El mecanismo de esta reacción puede representarse de la siguiente manera:

(1) $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} HCl + HCl$;

(2) $H_2 \xrightarrow{h\nu} H^+ + H^-$;

$Cl_2 \xrightarrow{h\nu} Cl^+ + \dot{C}l^-$;

$H^+ + Cl^- \rightarrow HCl$;

$H^- - \bar{e} \rightarrow H^{\cdot}$;

$Cl^+ + \bar{e} \rightarrow Cl^{\cdot}$;

$H^{\cdot} + Cl^{\cdot} \rightarrow HCl$;

(3) $Cl_2 \xrightarrow{h\nu} Cl^{\cdot} + Cl^{\cdot}$;

$H_2 + Cl^{\cdot} \rightarrow HCl + H^{\cdot}$;

$H^{\cdot} + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl^{\cdot}$;

$H^{\cdot} + Cl^{\cdot} \rightarrow HCl$, etc.;

(4) $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} HCl_2^{\cdot} + H^{\cdot}$;

$HCl_2^{\cdot} \rightarrow Cl^{\cdot} + HCl$;

$H^{\cdot} + Cl^{\cdot} \rightarrow HCl$.

23. ¿A qué es igual el número máximo de moles de NaCl que se pueden obtener a partir de 1 mol de sodio y 2 moles de

cloro de acuerdo con la reacción $2Na +$
$+ Cl_2 \rightarrow 2NaCl$:

(1) 1;
(2) 2;
(3) 3;
(4) 4?

24. ¿Cuál de los haluros tiene la temperatura de fusión más alta:

(1) NaF;
(2) NaCl;
(3) NaBr;
(4) NaI?

25. Se han mezclado dos disoluciones que contenían masas iguales de cloruro de sodio y de nitrato de plata, a saber: 20 g de cada una. La masa (g) del precipitado formado es igual a:

(1) 16,8;
(2) 33,6;
(3) 48,8;
(4) 97,7.

26. En la serie de cloruros con los números superiores de valencia o de oxidación de los elementos del tercer período del sistema periódico, a medida que aumenta el número atómico del elemento resulta que en los compuestos:

(1) las propiedades ácidas se intensifican y las básicas se debilitan;
(2) las propiedades básicas se intensifican y las ácidas se debilitan;

(3) las propiedades ácidas no varían;
(4) las propiedades básicas no varían.

27. La hidrólisis de los cloruros ácidos, por ejemplo, de $SiCl_4$, se desarrolla, prácticamente, de modo completo e irreversible, dando lugar a la formación de ácidos, de acuerdo con la ecuación de la reacción . . . .

28. ¿Cómo varía el efecto térmico de las reacciones de combinación de los halógenos con el hidrógeno en la serie desde el flúor hacia el yodo:

(1) aumenta;
(2) disminuye;
(3) aumenta y, después, disminuye;
(4) queda invariable?

29. En el laboratorio, el cloro se obtiene a partir de la sustancia . . ., tratándola con . . . .

30. Si se utiliza una de las sustancias propuestas por el lector en el problema N° 29, entonces, el esquema del aparato para la obtención del cloro en el laboratorio puede representarse del siguiente modo . . . .

31. ¿Cuál de los métodos de obtención del cloro no se utiliza, de ordinario, en el laboratorio:

(1) oxidación del HCl concentrado por el dióxido de manganeso;
(2) oxidación del HCl concentrado por el permanganato de potasio;

(3) oxidación del HCl concentrado por el dicromato de potasio;
(4) oxidación catalítica del cloruro de hidrógeno por el oxígeno del aire?

32. ¿Qué gas se forma con preferencia como resultado de la reacción de la sal de Berthollet (o sea, del clorato de potasio) con el ácido clorhídrico concentrado:

(1) H_2;
(2) Cl_2;
(3) HCl;
(4) Cl_2O?

33. Durante la obtención en el laboratorio del cloruro de hidrógeno tratando el cloruro de sodio con el ácido sulfúrico es mejor partir:

(1) del cloruro de sodio sólido y el ácido sulfúrico diluido;
(2) del cloruro de sodio sólido y el ácido sulfúrico concentrado;
(3) de una disolución de cloruro de sodio diluida y el ácido sulfúrico diluido;
(4) de una disolución de cloruro de sodio diluida y el ácido sulfúrico concentrado.

34. Para secar el cloruro de hidrógeno no se puede utilizar:

(1) la cal sódica;
(2) el óxido de fósforo (V);

(3) el ácido sulfúrico concentrado;
(4) el gel de sílice.

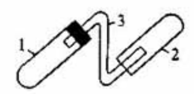
35. En los oxácidos de los halógenos con el grado de oxidación del halógeno igual a +1 la disminución de la actividad oxidante relativa se observa en la serie:

(1) HOI — HOBr — HOCl;
(2) HOCl — HOBr — HOI;
(3) HOBr — HOI — HOCl;
(4) HOBr — HOCl — HOI.

36. Por medio de un tabique el recipiente quedó dividido en dos compartimientos iguales. A uno de éstos se echó cloro bajo la presión de 400 kPa, y al otro, hidrógeno bajo la presión de 200 kPa. Si se elimina el tabique, la presión (kPa) en el recipiente se establecerá igual a:

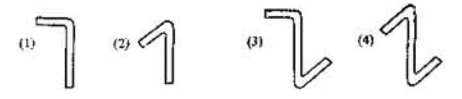
(1) 200;
(2) 300;
(3) 400;
(4) 600.

37. Para la obtención de una serie de sustancias es fácil montar un aparato consistente en dos tubos de ensayo (*1* y *2*)



y un tubo de evacuación de los gases (*3*). Por ejemplo, necesitamos obtener

en el laboratorio cloruro de hidrógeno desalojando el aire. En este caso el aparato se monta con la ayuda del siguiente tubo de evacuación de los gases:



38. El ácido hipocloroso tiene la siguiente fórmula:

(1) $HClO$;
(2) $HClO_2$;
(3) $HClO_3$;
(4) $HClO_4$.

39. ¿En cuál de los compuestos la fracción en masa del cloro es mayor:

(1) $KClO$;
(2) $KClO_2$;
(3) $KClO_3$;
(4) $KClO_4$?

40. ¿Se puede o no considerar que el desprendimiento del hidrógeno durante la reacción del cinc con la disolución acuosa de cloruro de hidrógeno es una prueba estricta de que el hidrógeno entra en la composición de la molécula de HCl?

(1) No, no se puede, por cuanto el cinc no reacciona con el ácido clorhídrico;

(2) no, no se puede, debido a que el agua que es uno de los componentes de la disolución contiene hidrógeno;
(3) no, no se puede, ya que además del hidrógeno se obtiene también el cloruro de cinc;
(4) sí, se puede, puesto que el cinc reduce los iones hidrógeno del ácido clorhídrico.

41. ¿En cuál de las reacciones cuyos esquemas se insertan a continuación el número de valencia o de oxidación del cloro varía desde +1 hasta 0:

(1) $MnO_2 + HCl \rightarrow \ldots$;

(2) $KClO_3 \xrightarrow{T,\ MnO_2} \ldots$;

(3) $NaClO + HCl \rightarrow \ldots$;

(4) $KClO_3 \xrightarrow{T} KClO_4 + KCl$?

42. Una mezcla de hidrógeno y cloro contenida en un recipiente cerrado a temperatura constante fue sometida a irradiación con luz difusa. Al cabo de cierto tiempo el contenido de cloro disminuyó en 20% en comparación con el contenido inicial, mientras que las fracciones en volumen de los componentes de la mezcla para este instante eran como sigue: 60% de cloro, 10% de hidrógeno y 30% de cloruro de hidrógeno. La mezcla inicial contenía ... % de cloro y ... % de hidrógeno.

43. Escribe las ecuaciones de las reacciones de los haluros con el ácido sulfúrico:

(1) CaF_2 (sól.) + H_2SO_4 (conc.) → . . . ;
(2) NaCl (sól.) + H_2SO_4 (líq.) → . . . ;
(3) NaBr (sól.) + H_2SO_4 (líq.) → . . . ;
(4) NaI (sól.) + H_2SO_4 (líq.) → . . . .

44. El ácido clorhídrico acusa propiedades oxidantes en la reacción . . . .

45. A la disolución obtenida al dejar pasar 11,2 l de cloruro de hidrógeno gaseoso por 100 cm^3 de agua echaron 13 g de cinc. El volumen (l) del gas liberado es igual (en las condiciones normales) a:

(1) 22,40;
(2) 11,20;
(3) 5,60;
(4) 4,48.

46. La estabilidad de los compuestos del cloro en la serie $H\overset{+1}{Cl}O - H\overset{+5}{Cl}O_3 - H\overset{+7}{Cl}O_4$ aumenta. El oxidante más fuerte entre éstos es . . . .

47. La obtención del clorato de potasio en el laboratorio corresponde a la ecuación de la reacción . . . que se desarrolla con . . . .

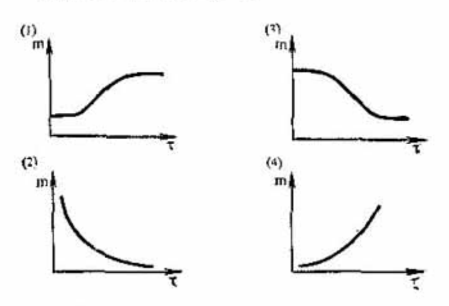
48. Si se someten a descomposición completa 2,45 g de sal de Berthollet (clorato de potasio), el volumen del gas formado y medido en las condiciones normales será igual a . . . l.

49. Escribe las ecuaciones de las reacciones que definen cuatro transformaciones de

las sustancias, de acuerdo con el siguiente esquema:

$$HCl \underset{(2)...}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} Cl_2 \underset{(4)...}{\overset{(3)...}{\rightleftarrows}} KClO_3$$

50. La sal de Berthollet (clorato de potasio) se calienta fuertemente en un tubo de cuarzo abierto hasta su total descomposición. ¿Cuál de los gráficos ilustra correctamente la variación de la masa m de la sustancia en el tubo reactivo en función del tiempo τ?



51. La interacción del metano con el cloro expuestos a la luz se desarrolla de acuerdo con la reacción siguiente:

$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl.$$

El mecanismo de este proceso es análogo al proceso de interacción del cloro con

el hidrógeno expuestos a la luz; en dicho proceso participan los átomos de cloro y los radicales metilo $.CH_3$. ¿Cuál de las etapas indicadas a continuación no es etapa de ruptura de la cadena:

(1) $.CH_3 + .Cl \rightarrow CH_3Cl$;
(2) $.CH_3 + HCl \rightarrow CH_4 + .Cl$;
(3) $.CH_3 + .CH_3 \rightarrow C_2H_6$;
(4) $.Cl + .Cl \rightarrow Cl_2$?

52. La oxidación del bromuro de hidrógeno gaseoso en el intervalo de temperatura de 400 a 600 °C se desarrolla de acuerdo con la ecuación

$$4HBr\,(g.) + O_2\,(g.) = 2H_2O\,(g.) + 2Br_2\,(g.)$$

y se describe por medio del siguiente mecanismo:

(1) $HBr + O_2 \xrightarrow{k_1} HOOBr$ (etapa lenta);
(2) $HOOBr + HBr \xrightarrow{k_2} 2HOBr$ (etapa rápida);
(3) $HOBr + HBr \xrightarrow{k_3} H_2O + Br_2$ (etapa rápida).

La velocidad de la reacción de oxidación del bromuro de hidrógeno se describe por la ecuación cinética . . . .

53. Un mol de sustancia X reacciona con un mol de agua, formándose como resultado 1 mol de oxígeno y 2 moles de fluoruro de hidrógeno:

$$X + H_2O = O_2 + 2HF$$

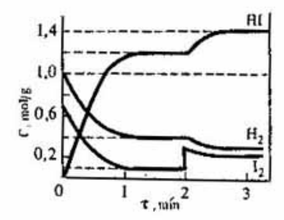
La fórmula de la sustancia X es:

(1) F_2;
(2) OF_2;
(3) F_2O_2;
(4) HOF.

54. La interacción entre el hidrógeno y el yodo gaseosos se describe por la ecuación

$$H_2\,(g.) + I_2\,(g.) + Q = 2HI\,(g.)$$

y se representa en la figura en forma de variación de la concentración C de los



componentes reaccionantes y formados con el tiempo τ.
¿Qué cambio se operó en el sistema al cabo de 2 min después del comienzo de la reacción:

(1) aumentó la presión;
(2) aumentó la temperatura;
(3) al sistema reactivo fue añadido el hidrógeno H_2 (g.);
(4) al sistema reactivo fue añadido yodo I_2 (g.)?

55. Durante la reacción de 1 mol de hidrógeno gaseoso con 1 mol de yodo cristalino se consumen, aproximadamente, 50 kJ de calor. Representa en forma gráfica la variación de la energía del



sistema cerrado con el tiempo de verificación de la reacción entre H_2 e I_2 para dos casos:

(1) en ausencia de catalizador;
(2) en presencia de catalizador.

56. ¿Cuál de las reacciones cuyos esquemas se insertan a continuación es imposible:

(1) $5Cl_2 + Br_2 + 6H_2O = 10HCl + 2HBrO_3$;
(2) $5I_2 + Br_2 + 6H_2O = 10HI + 2HBrO_3$;
(3) $5Cl_2 + I_2 + 6H_2O = 10HCl + 2HIO_3$?

57. ¿Cuál de las reacciones representadas a continuación no se desarrolla:

(1) $2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2$;
(2) $2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$;
(3) $2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$;
(4) $2KBr + I_2 = 2KI + Br_2$?

58. El ácido brómico tiene la fórmula $HBrO_3$ y la fórmula del óxido de disprosio es Dy_2O_3. La fórmula del bromato de disprosio tendrá la siguiente forma:

(1) Dy_2BrO_3;
(2) Dy_3BrO_3;
(3) $Dy(BrO_3)_3$;
(4) $Dy_2(BrO_3)_3$.

59. La solubilidad del yodo en agua pura es baja; esta característica es mucho más alta en las disoluciones que contienen iones yoduro. Al estudiar la dependencia de la solubilidad general del yodo respecto a la concentración de los iones yoduro, se pueden determinar las constantes de los equilibrios correspondientes. Escribe las expresiones para las constantes de equilibrio *K*:

Reacciones	Constantes de equilibrio *K*
(1) I_2 (sól.) $\rightleftarrows$ I_2 (disol.)	...
(2) I_2 (sól.) + I^- (disol.) $\rightleftarrows$ $\rightleftarrows$ I_3^- (disol.)	...
(3) I_2 (disol.) + I^- (disol.) $\rightleftarrows$ $\rightleftarrows$ I_3^- (disol.)	...

La expresión para la constante de equilibrio K_3 puede representarse de otro modo por medio de las constantes de equilibrio de los dos primeros procesos:

(a) K_1/K_2;
(b) K_2/K_1;
(c) K_1/K_2.

60. El ácido yódico se puede obtener por oxidación del yodo mediante el ácido nítrico concentrado de acuerdo con la reacción . . . .

§ 2. Elementos de la sexta vertical

Si, valiéndose de una lente potente, se dirige un haz de rayos solares al mercurio autosedimentado, se produce aire en el que una vela encendida arde con llama brillante, como en el aire salitroso modificado.

Joseph Priestley, 1774

1. La configuración electrónica de los átomos de los elementos del grupo VIA del sistema periódico puede representarse por medio de una fórmula genérica . . . donde *n* es el número del nivel de energía.
2. Algunas propiedades de los átomos de los elementos del grupo VIA, tales como los radios atómico e iónico (E^{2-}) en la serie O — S — Se — Te, con regularidad

(1) disminuyen;
(2) aumentan;
(3) no varían;
(4) disminuyen y, luego, aumentan,

en tanto que otras propiedades, tales como la electronegatividad y el primer potencial (energía) de ionización

(1) disminuyen;
(2) aumentan;

(3) no varían;
(4) disminuyen y, luego, aumentan.

3. Escribe las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los átomos:

$^{16}_{8}O$ . . . $^{18}_{8}O$ . . .

4. El oxígeno tiene el número de oxidación positivo en el compuesto:

(1) Na_2O;
(2) KNO_3;
(3) H_2O_2;
(4) OF_2.

5. ¿A qué es igual la masa (g) de 50,0 l de oxígeno en las condiciones normales:

(1) 32;
(2) 71,4;
(3) 100;
(4) 143?

6. A la presión de 98,66 kPa la muestra de aire contiene 210 cm^3 de oxígeno, 780 cm^3 de nitrógeno y 10 cm^3 de otros gases. ¿A qué es igual la presión parcial (kPa) del oxígeno en la muestra dada de aire:

(1) 10,40;
(2) 20,72;
(3) 41,33;
(4) 77,33?

7. ¿Cuántos moles de oxígeno se forman a partir de 3 moles de clorato de potasio

durante su total descomposición térmica:

(1) 6,0;
(2) 9,0;
(3) 3,0;
(4) 4,5?

8. La presión total de la mezcla de 2 moles de oxígeno y de 3 moles de hidrógeno es igual a 800 kPa. La presión parcial (kPa) del oxígeno en la mezcla es igual a:

(1) 320;
(2) 400;
(3) 480;
(4) 533.

9. El oxígeno se desprende durante la descomposición térmica de una serie de compuestos. Si se toman pesadas de igual masa (por ejemplo, de 10 g de cada una) de óxido de mercurio (II), de clorato de potasio, de permanganato de potasio y de nitrato de potasio, resultará que la mayor cantidad (mol) de oxígeno se libera durante la descomposición de:

(1) HgO;
(2) $KClO_3$;
(3) $KMnO_4$;
(4) KNO_3.

10. Los metales alcalinos al calentarlos en el aire seco forman compuestos oxigenados. ¿La formación de qué com-

puesto es poco probable en las condiciones señaladas:

(1) Li_2O;

(2) Na_2O;

(3) Na_2O_2;

(4) KO_2?

11. ¿Qué volumen (l) ocupan 1,5 mol de oxígeno gaseoso en las condiciones normales:

(1) 11,2;
(2) 16,0;
(3) 22,4;
(4) 33,6?

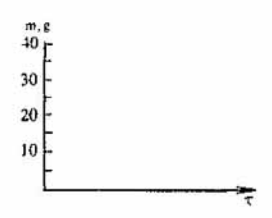
12. ¿A qué es igual la masa máxima (g) de ozono que puede obtenerse a partir de 16 g de oxígeno:

(1) 12,0;
(2) 16,0;
(3) 24,0;
(4) 32,0?

13. Al dejar pasar ozono a través de la disolución de yoduro de potasio se desarrolla la siguiente reacción de oxidación-reducción . . . .

14. En un horno calentado hasta la temperatura de descomposición de permanganato de potasio se ha introducido una muestra pesada de esta sustancia de 30 g de masa. Traza esquemáticamente un gráfico que refleje la varia-

ción de la masa m de la muestra pesada con el tiempo de calcinación τ.



15. El oxígeno líquido es atraído por el imán, poseyendo propiedades paramagnéticas. Este fenómeno se explica por el hecho de que la molécula de oxígeno tiene:

(1) electrones no apareados;
(2) electrones apareados;
(3) átomos de oxígeno cada uno de los cuales viene rodeado por el octeto de electrones;
(4) átomos de oxígeno cada uno de los cuales posee en el orbital p un electrón no apareado.

16. Se conoce que para el derretimiento de 1 g de hielo a la temperatura de 0 °C se necesitan 333,5 J de calor. El calor de fusión de 1 mol de hielo a esta temperatura es igual a . . . J/mol.

17. Se han mezclado 8 g de hidrógeno y 8 g de oxígeno, encendiéndolos. La masa

(g) del agua formada es igual a:

(1) 8;
(2) 9;
(3) 16;
(4) 18.

18. ¿Cuál de los gases enumerados a continuación es incapaz de arder en la atmósfera de oxígeno:

(1) óxido de carbono (II);
(2) metano;
(3) hidrógeno;
(4) óxido de carbono (IV)?

19. ¿Qué masa mínima (g) de ácido clorhídrico al 20% se necesita para la total disolución de 11 g de sulfuro de hierro (II):

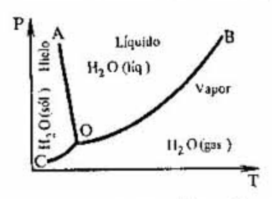
(1) 2,28;
(2) 4,56;
(3) 9,12;
(4) 45,60?

20. El oxígeno se forma durante la descomposición de:

(1) $CaCO_3$;
(2) HgO;
(3) H_2SO_4;
(4) $(CuOH)_2CO_3$.

21. Estudia meticulosamente el diagrama de estado del agua, es decir, las condiciones de la transformación del hielo en agua líquida y vapor, en dependencia de la presión *P* y de la tempe-

ratura *T*. Cuando un deportista patina a pocos grados bajo cero el hielo se derrite bajo el filo de los patines y el deslizamiento se realiza, en esencia,



por una capa fina de agua. Esto se produce debido:

(1) al aumento de la presión y la elevación de la temperatura de formación del vapor de H_2O (líq.) por la línea *OB*;

(2) al aumento de la presión y la disminución de la temperatura de fusión de H_2O (sól.) por la línea *OA*:

(3) a la disminución de la presión y de la temperatura de evaporación de H_2O (sól.) por la línea *OA*;

(4) a la disminución de la presión y el logro del equilibrio entre el hielo, el líquido y el vapor (en el punto *O*).

22. La elevación de la presión ... (¿aumenta, disminuye?) la temperatura de fusión del hielo.

23. En los óxidos de los elementos, enumerados a continuación, del tercer período

del sistema periódico: Na_2O, MgO, Al_2O_3; SiO_2, P_2O_5; SO_3; Cl_2O_7, en el período:

(1) aumenta la función básica;
(2) aumenta la función ácida;
(3) aumenta la función anfótera;
(4) no se ofrece la posibilidad de sacar la conclusión acerca del cambio de la naturaleza química de los óxidos,

con la particularidad de que en este caso las cargas eficaces δ del átomo de oxígeno

(a) aumentan;
(b) disminuyen;
(c) aumentan y, después, disminuyen;
(d) prácticamente no varían.

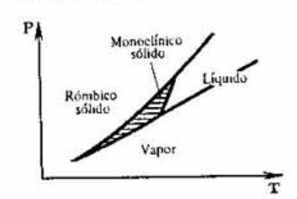
24. ¿Qué masa mínima (g) de oxígeno es necesaria para la combustión completa de 32 g de azufre:

(1) 16;
(2) 22;
(3) 28;
(4) 32?

25. ¿En cuál de los compuestos la fracción en masa (%) de azufre es mayor:

(1) Na_2SO_3;
(2) $Na_2S_2O_3$;
(3) $Na_2S_4O_6$;
(4) $Na_2S_2O_8$?

26. Analiza el diagrama de estado del azufre, es decir, las condiciones de transformación del azufre sólido en estados



líquido y de vapor, en dependencia de la presión P y la temperatura T.
¿Cómo cambiará la temperatura de fusión del azufre al aumentar la presión:

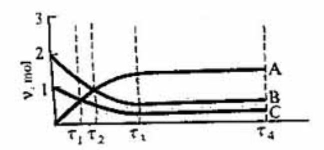
(1) disminuirá;
(2) aumentará;
(3) no experimentará cambios?

27. Se sometió a calentamiento sin acceso de aire una muestra pesada de cinc con una masa doble de azufre. ¿Qué quedó en el crisol al terminar la reacción:

(1) sulfuro de cinc puro;
(2) una mezcla de sulfuro de cinc y de azufre;
(3) una mezcla de cinc y de sulfuro de cinc;
(4) una mezcla de cinc y de azufre?

28. En la figura se representa la variación de la cantidad de sustancia (ν, mol) de los reactivos y de los productos

de reacción de obtención del óxido de azufre (VI) a partir del óxido de azufre (IV) a medida que se alcanza el equilibrio.



Las sustancias A, B y C son, respectivamente:

(1) SO_3, SO_2 y O_2;
(2) SO_2, O_2, y SO_3;
(3) SO_3, O_2 y SO_2;
(4) O_2, SO_2 y SO_3.

29. En la figura insertada en el problema anterior el estado de equilibrio se alcanza para el valor del tiempo:

(1) τ_1;
(2) τ_2;
(3) τ_3;
(4) τ_4.

30. A la formación del óxido de azufre (VI) durante la oxidación del óxido de azufre (IV) le impide . . . (¿aumento, disminución?) de la temperatura y . . . (¿aumento, disminución?) de la presión.

31. A través de un tubo de vidrio se deja pasar la mezcla de óxido de azufre (IV)

y de aire. El producto de reacción, o sea, el óxido de azufre (VI) comienza a aparecer en el tubo de ensayo colector:

(1) a la temperatura ambiente;
(2) durante el calentemiento hasta 500 °C;
(3) al introducir en el tubo el óxido de hierro (III) y calentar hasta la temperatura de 500 °C;
(4) a la temperatura ambiente, a condición de introducir en el tubo el óxido de hierro (III).

32. Al dejar pasar cierto gas a través de la disolución de sal de plomo se forma el precipitado negro. ¿Qué gas provoca la formación de este precipitado:

(1) CO_2;
(2) N_2;
(3) H_2S;
(4) O_2?

33. Se da:

$$S\ (\text{sól.}) + O_2\ (\text{g.}) \rightarrow SO_2\ (\text{g.}) + 296{,}9\ \text{kJ},$$
$$SO_2\ (\text{g.}) + {}^1/_2\ O_2\ (\text{g.}) \rightarrow SO_3\ (\text{g.}) + 101{,}3\ \text{kJ}.$$

De acuerdo con la ecuación

$$S\ (\text{sól.}) + {}^3/_2\ O_2\ (\text{g.}) = SO_3\ (\text{g.})$$

el efecto térmico (kJ) de formación de SO_3 (g.) es igual a:

(1) 195,6;
(2) 398,2;
(3) 796,4;
(4) 499,5.

34. Los calores de combustión del azufre monoclínico S (m) y del azufre rómbico S (r) son iguales a +296,83 y +297,21 kJ/mol, respectivamente. El efecto térmico de transformación de 1 mol de azufre monoclínico en rómbico es igual a . . . kJ.

35. ¿Qué cantidad (mol) de FeS_2 se necesitará para obtener 64 g de SO_2 de acuerdo con la ecuación

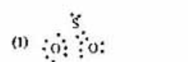
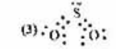
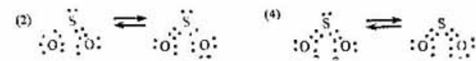
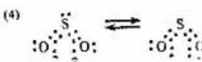
$$4\ FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2;$$

(1) 0,4; (3) 3,2;
(2) 0,5; (4) 6,0?

36. ¿A qué es igual el volumen (l) de 8,0 g de óxido de azufre (IV) en las condiciones normales:

(1) 2,8;
(2) 5,6;
(3) 11,2;
(4) 22,4?

37. ¿Cuál de los esquemas refleja de modo más correcto la fórmula electrónica durante la formación del enlace químico en la molécula de óxido de azufre (IV)?

38. Un haz de alambres de cobre arde en el vapor de azufre dando lugar a la formación de . . . .

39. J. Priestley obtuvo el dióxido de azufre calentando el mercurio con el ácido sulfúrico concentrado de acuerdo con la reacción

$$Hg\,(líq.) + 2H_2SO_4\,(líq.) = HgSO_4\,(sól.) + SO_2\,(g.) + 2H_2O\,(g.)$$

Actualmente, en las condiciones de laboratorio, SO_2 puede obtenerse utilizando como sustancias reaccionantes iniciales . . . y . . . .

Un método distinto de principio del anterior es la obtención de SO_2 por interacción de . . . con . . . .

40. En la serie H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te la fuerza de los ácidos:

(1) disminuye;
(2) aumenta;
(3) queda invariable;
(4) disminuye y, luego, aumenta.

41. En las condiciones normales en 1 l de agua se disuelven, aproximadamente, 2,3 l de sulfuro de hidrógeno. La fracción en masa (%) de sulfuro de hidrógeno en la disolución obtenida es igual a:

(1) 0,23;
(2) 0,34;
(3) 2,3;
(4) 3,4.

42. Al dejar pasar el sulfuro de hidrógeno a través de la disolución de cloruro de hierro (III) se desarrolla la reacción . . . .

43. Al crisol que contenía polvo de azufre se vertió una disolución concentrada de hidróxido de sodio, después de lo cual la mezcla fue sometida a ebullición durante cierto tiempo. Debido al ennegrecimiento del papel humedecido con la disolución de $Pb(NO_3)_2$ quedó establecido que en la disolución estaban presentes iones sulfuro formados de acuerdo con la reacción . . . .

44. Al tratar cobre con ácido sulfúrico concentrado en exceso por calentamiento, se obtendrán:

(1) $CuSO_4 + H_2$;
(2) $CuO + H_2SO_3$;
(3) $CuSO_4 + H_2O + SO_2$;
(4) $CuO + H_2S$.

45. Al diluir el ácido sulfúrico, el ácido siempre se vierte al agua. ¿En qué consiste el peligro cuando H_2SO_4 concentrado se diluye añadiéndole agua:

(1) puede surgir un incendio;
(2) puede tener lugar la descomposición del agua;
(3) puede liberarse un gas tóxico;
(4) debido al desprendimiento de calor la disolución puede producir salpicaduras?

46. Por regla general, el ácido sulfúrico concentrado se reduce por medio de cinc a óxido de azufre (IV). ¿A qué es igual la masa (g) de óxido de azufre (IV) cuando con el cinc reacciona totalmente una disolución concentrada que contiene 245 g de ácido sulfúrico:

(1) 64,0;
(2) 80,0;
(3) 128;
(4) 160?

47. Escribe las ecuaciones de las reacciones para cada uno de los métodos mencionados a continuación de obtención de sulfato soluble en agua.

Método de obtención	Ecuación de la reacción
(1) Reacción de los metales con la disolución de H_2SO_4	...
(2) Descomposición de las sales de ácidos volátiles por medio de ácido sulfúrico	...
(3) Oxidación de los sulfitos o de los sulfuros	...

48. La síntesis del sulfuro de hidrógeno a partir de sustancias simples puede realizarse en el siguiente aparato (esquema): . . . .

49. El sulfuro de hidrógeno y el neón se hallan a una misma temperatura y presión. ¿A qué es igual el volumen (l) del sulfuro de hidrógeno que tiene un número igual de moléculas que 10,0 l de neón:

(1) 3,33;
(2) 10,0;

(3) 22,4;
(4) 30,0?

50. En las condiciones normales un recipiente cerrado de 1,5 l de volumen contiene una mezcla de sulfuro de hidrógeno con oxígeno en exceso. La mezcla fue encendida; después de terminar la reacción los productos que se han formado se han disuelto en 49,2 cm^3 de agua, obteniéndose una disolución al 1,64% de ácido. La mezcla inicial contenía:

(1) 0,34 l de H_2S y 1,16 l de O_2;
(2) 0,60 l de H_2S y 0,90 l de O_2;
(3) 0,44 l de H_2S y 1,06 l de O_2;
(4) 0,22 l de H_2S y 1,28 l de O_2.

51. A continuación se presentan los calores de formación de algunas sustancias compuestas a partir de las simples (el calor de formación de una sustancia simple es igual a cero). El efecto térmico (kJ) de la reacción de combustión de 1 mol de sulfuro de hidrógeno es igual a:

	Gas	Calor de formación, kJ/mol
(1) +1124;	H_2S	+21
(2) −1124;	O_2	0
(3) +562;	H_2O	+286
(4) −562.	SO_2	+297

52. Entre los segundos miembros de la ecuación insertados a continuación elige aquel que corresponde a la ecuación

de la reacción entre la disolución de nitrato de plomo (II) y el sulfuro de amonio:

(1) $2NH_4NO_3$ (sól.) + Pb^{2+} + S^{2-};
(2) $Pb(NO_3)_2$ (sól.) + $2NH_4^+$ + S^{2-};
(3) $(NH_4)_2S$ (sól.) + Pb^{2+} + $2NO_3^-$;
(4) PbS (sól.) + $2NH_4^+$ + $2NO_3^-$.

La completa ecuación iónica de esta reacción es . . . .

53. El sulfuro de cobre (II) reacciona con ácido nítrico caliente, dando lugar a la formación de óxido de nitrógeno (II) y de azufre libre de acuerdo con la reacción . . . .

54. Una mezcla de 3,0 g de azufre y de 12,7 g de cobre se ha colocado en un tubo de cuarzo, soldándolo después bajo vacío y sometiéndolo a calentamiento hasta la fusión de la mezcla. ¿Qué contenía la ampolla después de su enfriamiento:

(1) sulfuro de cobre (I);
(2) una mezcla de sulfuro de cobre (I) con azufre;
(3) una mezcla de sulfuro de cobre (I) con cobre;
(4) una mezcla de azufre con cobre?

55. La disolución de óxido de azufre (IV) puede utilizarse como reductor. Escribe las ecuaciones de todas las transformaciones señaladas a continuación.

Reducción	Ecuación de la reacción
(1) de la disolución de $KMnO_4$ a $MnSO_4$	. . .
(2) de la disolución ácida $K_2Cr_2O_7$ a Cr^{3+}	. . .
(3) de la disolución de nitrato de mercurio (I) a mercurio metálico	. . .

56. Los productos obtenidos después de calcinar una mezcla de azufre con hierro se sometieron a disolución en ácido clorhídrico. Se produjo su disolución completa, y el volumen de los gases desprendidos medido en las condiciones normales constituyó 4,48 l. Los productos gaseosos se dejaron pasar a través de una disolución de nitrato de plomo (II) con la particularidad de que en este caso se formaron 23,9 g de precipitado. La composición inicial de la mezcla fue como sigue:

(1) 11,2 g de Fe y 3,2 g de S;
(2) 5,6 g de Fe y 3,2 g de S;
(3) 2,8 g de Fe y 1,6 g de S;
(4) 11,2 g de Fe y 6,4 g de S.

57. Durante la reacción del sulfuro de hidrógeno con la disolución de una de las siguientes sales:

(1) Na_2SO_4;
(2) $CuSO_4$;
(3) $FeSO_4$;
(4) $CdSO_4$,

se formó un precipitado de color amarillo.

58. A las disoluciones de sales que contienen los siguientes iones:

(1) K^+;
(2) Bi^{3+};
(3) Pb^{2+};
(4) Zn^{2+},

se añade la disolución de sulfuro de sodio. En estas circunstancias los precipitados de sulfuros de metales se formaron en todos los casos excepto . . . .

59. El paso de H_2S a través del agua de bromo implica la decoloración de esta última. En el caso en cuestión se desarrolla la siguiente reacción . . . .

60. Los sulfuros de los elementos *s* del grupo I del sistema periódico son bien solubles en agua. Sus disoluciones dan lugar al siguiente medio:

(1) débilmente ácido;
(2) fuertemente ácido;
(3) alcalino;
(4) neutro.

61. Al añadir la disolución de Na_2SO_3 a la disolución acidulada de permanganato de potasio de color rosado tienen lugar los siguientes fenómenos:

(1) el enturbiamiento, como resultado de separación del azufre libre;
(2) la decoloración, debido a la formación de Mn^{2+};
(3) el desprendimiento de burbujas del gas SO_2;

(4) la aparición de una coloración verde oscura debido a la formación de MnO_4^{2-}.

62. El azufre en estado libre forma las siguientes moléculas más estables:

(1) S_2;
(2) S_4;
(3) S_6;
(4) S_8.

63. El ácido fluorhídrico puede formarse como resultado de la reacción entre el agua y uno de los siguientes compuestos:

(1) SO_2;
(2) SO_3;
(3) SF_4;
(4) $SOCl_2$.

64. Una mezcla de SO_2 y Cl_2 reacciona expuesta a la luz, formándose en este caso:

(1) SO_3;
(2) SO_2Cl_2;
(3) $SOCl_2$;
(4) S.

65. La fórmula química del sulfuro de estroncio se escribe de la siguiente manera:

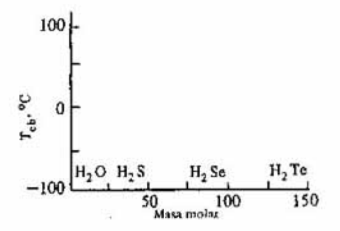
(1) SrS;
(2) Sr_2S;
(3) SrS_2;
(4) SrS_3.

66. ¿Qué masa (g) de sulfuro de cinc (II) se puede obtener al calentar 10 g de cinc y 10 g de azufre:

(1) 10,0;
(2) 14,9;
(3) 20,0;
(4) 88,0?

67. Las propiedades no metálicas en la serie Se — Te — Po . . . (¿se intensifican, se debilitan?).

68. Al conocer que la temperatura de ebullición del agua a presión atmosférica es igual a 100 °C y la del telururo de



hidrógeno es de −2 °C, señala en el gráfico de qué modo, aproximadamente, varían las temperaturas de ebullición T_{eb} de los hidruros de los elementos del grupo VIA: H_2O, H_2S, H_2Se y H_2Te.

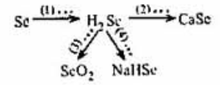
69. En la reacción del selenito de sodio con el cloro en medio alcalino el producto

de oxidación es . . ., y el producto de reducción, ...

70. El rubidio (el número atómico 37) se dispone en el grupo IA del sistema periódico, y el telurio (el número atómico 52) en el grupo VIA.
¿Qué fórmula tiene el compuesto iónico telururo de rubidio:

(1) Rb_2Te;
(2) $RbTe_2$;
(3) Rb_3Te_2;
(4) Rb_2Te_3?

71. Escribe las ecuaciones de las reacciones con cuya ayuda se pueden realizar las siguientes transformaciones:



72. El tiosulfato de sodio tiene la siguiente fórmula: . . . . Esta sal se obtiene de acuerdo con la reacción . . . .

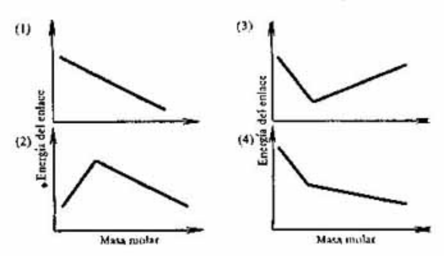
73. El tiosulfato de sodio se emplea ampliamente en la fotografía como fijador. Este proceso se basa en la interacción entre el tiosulfato y el cloruro de plata que transcurre por la reacción . . . .

74. La muestra de sulfuro de hierro (II) técnico de 5 g de masa que contiene 5% de hierro metálico reacciona con el ácido clorhídrico. El volumen de los productos gaseosos desprendidos, re-

ducidos a condiciones normales, es igual a:

(1) 1,27 l de H_2S;
(2) 1,21 l de H_2S;
(3) 0,1 l de H_2 y 1,21 l de H_2S;
(4) 0,15 l de H_2 y 1,21 l de H_2S.

75. La estabilidad de los compuestos en la serie H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te varía de modo señalado en el gráfico:



76. La solubilidad de los sulfatos en la serie $CaSO_4$ — $SrSO_4$ — $BaSO_4$

(1) aumenta;
(2) disminuye;
(3) queda invariable;
(4) aumenta y, después, disminuye.

77. La fuerza de los ácidos en la serie H_2SO_3 — H_2SeO_3 — H_2TeO_3

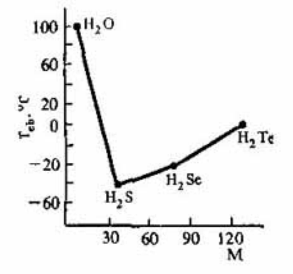
(1) aumenta;
(2) disminuye;
(3) queda invariable;
(4) aumenta y, después, disminuye.

78. El ácido selénico H_2SeO_4 es:

(1) un oxidante débil;
(2) un reductor débil;
(3) un oxidante fuerte;
(4) un reductor fuerte.

79. La fórmula del selenito de calcio es . . ., y del telurito de potasio, ...

80. En la figura se representan las temperaturas de ebullición de cuatro compuestos. La temperatura de ebullición



del agua se diferencia considerablemente de las temperaturas de ebullición de otros compuestos hidrogenados mostrados debido a que:

(1) en la molécula de agua entre los átomos existe el enlace covalente;
(2) en la molécula de agua entre los átomos existe el enlace iónico;
(3) entre las moléculas de agua surge el enlace de hidrógeno;

(4) entre las moléculas de agua actúan las fuerzas de atracción de Van der Waals.

81. Durante la calcinación de 48,5 g de sulfuro de cierto metal con el número de valencia o de oxidación +2 se ha liberado un gas capaz de decolorar la disolución que contiene 127 g de yodo. Nombra este metal:

(1) Fe;
(2) Cu;
(3) Zn;
(4) Cd.

§ 3. Viaje por el quinto grupo

El nitrógeno ... es alfa y omega, principio y fin, primero y último... Esta misteriosa palabra sintética significaba «el comienzo y el fin de todos los principios».

E. D. Terletski

1. La configuración electrónica del nivel de energía exterior de los átomos de los elementos del grupo VA del sistema periódico puede representarse mediante la fórmula genérica..., donde n es el número del nivel de energía.
2. Determina a los átomos de qué elementos del grupo VA pertenecen las configuraciones electrónicas señaladas en la tabla. Escribe para cada configuración el símbolo del elemento.

Configuraciones electrónicas	Símbolo del elemento
(1) [Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^2p^3$	...
(2) [Ar] $3d^{10}4s^2p^3$	...
(3) [He] $2s^2p^3$	...
(4) [Kr] $4d^{10}5s^2p^3$	...
(5) [Ne] $3s^2p^3$	...

3. Con el crecimiento del número atómico del elemento las propiedades ácidas de los óxidos $N_2O_3 - P_2O_3 - As_2O_3 - Sb_2O_3 - Bi_2O_3$

(1) se intensifican;
(2) se debilitan;
(3) quedan invariables;
(4) se intensifican y, luego, se debilitan.

4. Las propiedades básicas de los óxidos de los elementos del grupo VA del tipo E_2O_5 a medida que crece el número atómico del elemento

(1) se intensifican;
(2) se debilitan;
(3) quedan invariables;
(4) se intensifican y, luego, se debilitan.

5. La configuración electrónica del átomo de nitrógeno viene representada del modo siguiente:

(1) $\mathrm{N}\colon$; (3) $\cdot\underset{\cdot}{\dot{\mathrm{N}}}\colon$;

(2) $\dot{\mathrm{N}}\colon$; (4) $\colon\underset{\cdot\cdot}{\dot{\mathrm{N}}}\colon$.

6. En estado de vapor a temperaturas no altas los átomos de fósforo se unen en moléculas:

(1) P_2;
(2) P_4;
(3) P_6;
(4) P_8.

7. El nitrógeno tiene el número de valencia o de oxidación negativo en el compuesto:

(1) N_2O;
(2) NO;
(3) NO_2;
(4) Na_3N.

8. La estabilidad de los compuestos de hidrógeno en la serie $NH_3 - PH_3 - AsH_3 - SbH_3 - BiH_3$

(1) aumenta;
(2) disminuye;
(3) no varía;
(4) disminuye y, luego, aumenta.

9. La fosfina (fosfuro de hidrógeno) se obtiene por hidrólisis del fosfuro de calcio de acuerdo con la reacción . . . .

10. Sobre el catalizador, a presión elevada y a temperatura alta, se deja pasar una mezcla que consta de 15 l de hidrógeno y 15 l de nitrógeno. ¿Qué gases y en qué relación de volumen se encontrarán en la mezcla reactiva al verificarse la reacción, si el rendimiento

del producto principal constituye el 50% del teórico:

(1) 10 l de amoníaco y 10 l de nitrógeno;
(2) 5 l de amoníaco, 12,5 l de nitrógeno y 7,5 l de hidrógeno;
(3) 5 l de amoníaco, 5 l de nitrógeno y 7,5 l de hidrógeno;
(4) 30 l de amoníaco.

11. En las condiciones de laboratorio es posible obtener cantidades pequeñas de amoníaco partiendo del cloruro de amonio de acuerdo con la reacción . . . .

12. Entre los nitruros enumerados a continuación tienen el carácter anfótero:

(1) Mg_3N_2;
(2) AlN;
(3) P_3N_5;
(4) Cl_3N.

13. ¿En cuál de los compuestos la fracción en masa (%) de nitrógeno es máxima:

(1) $NaNO_3$;
(2) NH_4NO_3;
(3) N_2O_3;
(4) N_2O_5?

14. El óxido de nitrógeno (II) se forma en la atmósfera en las descargas gaseosas. La reacción entre N_2 y O_2 transcurre por el siguiente mecanismo: . . . .

15. Al aumentar la presión, el equilibrio del sistema definido por la ecuación

$N_2 (g.) + 3H_2 (g.) \rightleftharpoons 2NH_3 (g.)$,

se desplaza de tal modo que

(1) se forma mayor cantidad de NH_3 (g.);
(2) se forma mayor cantidad de N_2 (g.);
(3) se forma mayor cantidad de N_2 (g.) y H_2 (g.);
(4) no se observan ningunos cambios en las cantidades de sustancias reaccionantes y de productos de reacción.

16. La molécula de amoníaco NH_3 tiene la forma

(1) curvada;
(2) lineal;
(3) plana;
(4) piramidal.

17. Los compuestos hidrogenados de los elementos del grupo VA tienen las siguientes temperaturas de ebullición (°C):

NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3
−33	−87	−55	−17

Como se advierte de los datos aducidos, en esta serie la temperatura de ebullición del amoníaco no concuerda con la tendencia general hacia su aumento debido

(1) al carácter iónico del enlace químico;
(2) al carácter metálico del enlace químico;

(3) a la existencia de enlaces de hidrógeno;
(4) a la manifestación de las fuerzas de Van der Waals.

18. La masa molar (g/mol) del carbonato de amonio $(NH_4)_2CO_3$ es igual, aproximadamente, a

(1) 43,0;
(2) 72,0;
(3) 78,0;
(4) 96,0.

19. El metal libre se forma durante la descomposición térmica de

(1) KNO_3;
(2) $Mg(NO_3)_2$;
(3) $Pb(NO_3)_2$;
(4) $AgNO_3$.

20. En la reacción $NH_3 + H_2PO_4^- \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons NH_4^+ + HPO_4^{2-}$ el ion dihidrofosfato $H_2PO_4^-$ se comporta como

(1) donador de protones;
(2) aceptor de protones;
(3) reductor;
(4) oxidante.

21. ¿Qué se oxida en la reacción

$3Cu^0 + 8H^+ + 2NO_3^- = 3Cu^{2+} + 2NO +$
$+ 4H_2O$

(1) NO;
(2) NO_3^-;
(3) H^+;
(4) Cu^0?

22. El óxido de nitró eno (IV) puede reaccionar

(1) con el cloruro de sodio;
(2) con el oxígeno;
(3) con el ácido clorhídrico;
(4) con el hidróxido de calcio.

La ecuación de la reacción es: . . . .

23. Durante la combustión del amoníaco en el oxígeno se forma . . . de acuerdo con la reacción . . . .

24. El producto de oxidación del amoníaco por el oxígeno del aire en presencia de catalizador es . . . . La ecuación de esta reacción es . . . .

25. Las sales del ácido nitroso, por ejemplo, $NaNO_2$

(1) son solamente reductores;
(2) son solamente oxidantes;
(3) son tanto reductores, como oxidantes;
(4) no pueden acusar propiedades de oxidación-reducción.

26. El nitrato de sodio reacciona con el yoduro de potasio en medio ácido, dando lugar a la formación de productos de oxidación-reducción . . . y . . . de acuerdo con la reacción . . . .

27. La reacción entre el nitrito de sodio y el permanganato de potasio en medio ácido da lugar a la formación de productos de oxidación-reducción . . . . y . . . . La ecuación de esta reacción es . . . .

28. El ácido nítrico no reacciona

(1) con Cu;
(2) con Zn;
(3) con Pt;
(4) con Fe.

29. ¿Con cuáles de las sustancias enumeradas a continuación reacciona el ácido nítrico concentrado:

(1) CO_2;
(2) HCl;
(3) C;
(4) $Ba(OH)_2$?

En este caso, con las sustancias ... el ácido nítrico acusa propiedades ácidas, y con las sustancias. . ., propiedades oxidantes.

30. ¿A qué es igual la masa molar (g/mol) del nitrato de calcio $Ca(NO_3)_2$:

(1) 82;
(2) 102;
(3) 164;
(4) 204?

31. La reacción entre las virutas de cobre y el ácido nítrico concentrado da lugar a la formación del siguiente gas:

(1) NO_2;
(2) NO;
(3) N_2O;
(4) NH_3.

32. Durante la reacción del magnesio, que es un metal, activo con la disolución

muy diluida de ácido nítrico tiene lugar la reducción de este último preferentemente:

(1) a NO_2;
(2) a NO;
(3) a N_2O;
(4) a NH_3.

33. Las moléculas de óxido de nitrógeno (IV) de color pardo en determinadas condiciones pueden dimerizarse formando el líquido incoloro de N_2O_4. El efecto térmico de la reacción de dimerización $2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$ es igual a 55 kJ/mol. Con el fin de lograr que el óxido de nitrógeno (IV), con máxima plenitud, se transforme en dímero incoloro es necesario que el sistema

(1) se someta a enfriamiento;
(2) se someta a calentamiento;
(3) se someta a irradiación con luz solar;
(4) se mantenga a temperatura ambiente durante un período prolongado.

34. El fósforo se oxida por el ácido nítrico de acuerdo con la reacción . . . .

35. El agua regia es una mezcla de ácido... concentrado y de ácido . . . concentrado (en una proporción de 1 : 3) y es capaz de disolver el oro y los metales de la familia del de platino. La reacción con el oro transcurre de acuerdo con la ecuación . . . .

36. En la reacción del cloro con el óxido de nitrógeno (II) por el esquema

$NO + Cl_2 \rightarrow NOCl$,

a la temperatura de su realización todas las sustancias reaccionantes y el producto se encuentran en estado gaseoso. Como resultado de tres experimentos realizados a iguales temperaturas se han obtenido los siguientes datos acerca de la velocidad de la reacción directa:

	Experimentos		
	I	II	III
Presión inicial p (NO), kPa	50,0	100,0	50,0
Presión inicial p (Cl_2), kPa	50,0	100,0	100,0
Velocidad inicial, kPa/s	0,5	4,0	1,0

La ecuación —hallada experimentalmente— de la velocidad v de esta reacción en fase gaseosa es . . . .

37. La anotación correcta de la expresión para la dependencia de la velocidad de la reacción

$2NO_2\,(g.) + H_2O\,(g.) = HNO_3\,(g.) + HNO_2\,(g.)$

respecto a la concentración debe tener la siguiente forma:

(1) $v = k\,[NO_2]^2\,[H_2O]$;

(2) $v = k\,[NO_2]\,[H_2O]$;

(3) $v = k\,\frac{[HNO_3][HNO_2]}{[NO_2]^2[H_2O]}$;

(4) se ha determinado experimentalmente y no se deduce de la ecuación del proceso general, total.

38. Durante la descomposición del óxido de nitrógeno (V) de acuerdo con la ecuación

$$2N_2O_5\ (g.) \rightarrow 4NO_2\ (g.) + O_2\ (g.)$$

se han obtenido los siguientes datos experimentales:

Tiempo, min	0	4	8	12	16
$[N_2O_5]\cdot 10^{-3}$, mol/l	5,00	4,20	3,53	2,96	2,48

El 25% del óxido de nitrógeno (V) va a descomponerse dentro de

(1) 3 min;
(2) 6 min;
(3) 12 min;
(4) 18 min.

39. En la ecuación de la reacción

$$\ldots H_2SO_4 + \ldots P \rightarrow \ldots H_3PO_4 + \ldots$$
$$\ldots H_2O + \ldots SO_2$$

es necesario poner el coeficiente del fósforo:

(1) 1;
(2) 2;
(3) 4;
(4) 5.

40. La pólvora negra es una mezcla de nitrato de potasio, de azufre y de carbón en relación molar 2 : 1 : 3. La ecuación total de la reacción de combustión de la pólvora negra es . . . .

41. En un recipiente de 26 cm^3 de volumen, a la presión de 233 kPa y temperatura

de 27 °C se encuentra nitrógeno gaseoso. Su cantidad (mol) es igual a:

(1) $2{,}43 \cdot 10^{-3}$;
(2) $2{,}43 \cdot 10^{-2}$;
(3) $6{,}21 \cdot 10^{-2}$;
(4) $2{,}4 \cdot 10^{-5}$.

42. El óxido de nitrógeno (V) gaseoso se descompone de acuerdo con la ecuación total

$$2N_2O_5 = 4NO_2 + O_2.$$

El mecanismo supuesto de la reacción consta de las siguientes etapas ($\cdot NO_3$ es el radical):

(a) $N_2O_5 \overset{K}{\rightleftarrows} NO_2 + \cdot NO_3$ (equilibrio);

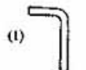
(b) $\cdot NO_3 \xrightarrow{k_1} O_2 + NO$ (etapa lenta);

(c) $NO + \cdot NO_3 \xrightarrow{k_2} 2NO_2$ (etapa rápida).

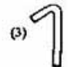
La ecuación de la velocidad del proceso de descomposición del óxido de nitrógeno (V) es . . . .

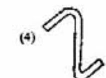
43. La hidrólisis del fluoruro de nitrógeno (III) y del cloruro de nitrógeno (III) transcurre según las ecuaciones . . . y . . . .

44. ¿Cuál de estos tubos universales









se debe utilizar para obtener amoníaco en el laboratorio? El esquema del aparato para la obtención del amoníaco en el laboratorio valiéndose de este tubo universal tiene el siguiente aspecto: ....

45. El ácido fosfórico se puede obtener tratando el fosfato de calcio desmenuzado con .

(1) HCl;
(2) H_2SO_4;
(3) NaOH;
(4) HNO_3.

En este caso transcurre la reacción.... .

46. Por calcinación de 3,1 kg de fosforita mezclado con coque y con arena a 1500 °C se puede obtener el fósforo con una masa (g):

(1) 310;
(2) 620;
(3) 1240;
(4) 3100.

47. La fracción en masa (%) de fósforo en el hidrato cristalino de hidrofosfato de sodio $Na_2HPO_4 \cdot nH_2O$ es de 11,56%. ¿Cuántas moléculas de agua entran en la composición del hidrato cristalino:

(1) $n = 0$;
(2) $n = 1$;
(3) $n = 7$;
(4) $n = 12$?

48. El óxido de nitrógeno (I) N_2O que lleva el nombre de gas hilarante puede

obtenerse por descomposición térmica de

(1) NH_4Cl;
(2) NH_4NO_3;
(3) $NaNO_3$;
(4) $Cu(NO_3)_2$.

49. 14,2 g de óxido de fósforo (V) se han disuelto en 250 g de disolución con la fracción en masa de ácido fosfórico igual a 9,8%. La fracción en masa (%) de ácido fosfórico en la disolución obtenida es igual a:

(1) 5,4;
(2) 14,7;
(3) 16,7;
(4) 17,6.

50. Escribe la fórmula de cada uno de los abonos enumerados a continuación:

	Abono	Fórmula
(1)	Fosforita	. . .
(2)	Superfosfato simple	. . .
(3)	Superfosfato doble	. . .
(4)	Precipitado	. . .

Entre éstos el más rico en fósforo es . . .

51. La apatita de Jibini contiene (%): Ca, 39,7; P, 18,4; O, 38,1; F, 3,8. La composición cuantitativa de esta apatita puede expresarse por la fórmula . . .

52. Al calentar 1,98 g de sulfato de amonio con hidróxido de sodio en exceso se ha obtenido un gas; este gas se ha absorbido por la disolución que contenía

5,88 g de ácido fosfórico. En este proceso se ha formado la siguiente sal:

(1) dihidrofosfato de amonio;
(2) hidrofosfato de amonio;
(3) fosfato de amonio;
(4) una mezcla de fosfato y de dihidrofosfato de amonio.

53. A la cara lateral de la caja de cerillas se aplica fósforo rojo junto con vidrio finamente triturado y cola. En la composición aplicada a la cabeza de las cerillas entran clorato de potasio y azufre. Al frotar la cabeza de la cerilla sobre la cara lateral de la caja tiene lugar la inflamación que es el resultado de la siguiente reacción química: . . . .

54. El abono mineral que contiene la mayor cantidad de nitrógeno es:

(1) el nitrato de sodio;
(2) el nitrato de potasio;
(3) el nitrato de amonio;
(4) la carbamida.

Este abono se obtiene por la reacción . . .

55. La reacción de descomposición térmica del dicromato de amonio se desarrolla con desprendimiento de una gran cantidad de productos gaseosos, de acuerdo con la ecuación

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{T} \ldots \; .$$

56. La reacción del fósforo con el cloro en estado gaseoso da lugar a la formación

de PCl_3 con el efecto exotérmico de 280 kJ/mol, o bien, a la formación de PCl_5 con liberación de 367 kJ/mol. El efecto térmico (kJ) de la reacción $PCl_3 \rightarrow PCl_5$ es igual a:

(1) + 87;
(2) — 87;
(3) + 174;
(4) — 174.

57. La estabilidad de los compuestos en la serie de los haluros de fósforo PF_3 — — PCl_3 — PBr_3 — PI_3

(1) disminuye;
(2) aumenta;
(3) no varía;
(4) disminuye y, luego, aumenta.

58. ¿Qué medio:

(1) neutro;
(2) ácido;
(3) alcalino,

se forma al dejar pasar a través de un frasco con agua el amoníaco NH_3? ¿Y la fosfina PH_3?

59. Al reaccionar con HNO_3 concentrado, el arsénico se oxida formándose

(1) AsH_3;
(2) As_2O_3;
(3) H_3AsO_3;
(4) H_3AsO_4.

60. Al reaccionar el bismuto con HNO_3 diluido se forma

(1) $Bi(NO_3)_3$;
(2) $Bi(OH)_3$;
(3) BiH_3;
(4) $HBiO_3$.

61. Durante la descomposición térmica de muestras pesadas iguales de nitratos (de 100 g de masa cada una), el número máximo de moles de productos gaseosos se ha desprendido

(1) de $NaNO_3$;
(2) de $Pb(NO_3)_2$;
(3) de $AgNO_3$;
(4) de NH_4NO_3.

62. En el laboratorio el nitrógeno se obtiene, habitualmente, por calentamiento de una mezcla de disoluciones saturadas . . . y . . . . En este caso se desarrollan las siguientes reacciones: . . . y . . . .

63. Como resultado de la hidrólisis del pentacloruro de fósforo PCl_5 se forma:

(1) HPO_3;
(2) H_3PO_3;
(3) $H_4P_2O_7$;
(4) H_3PO_4.

La ecuación de la hidrólisis es . . . .

64. El ácido nítrico se conserva en frascos de vidrio oscuro debido a que dicho ácido, una vez expuesto a la acción de la

luz solar, se descompone, formándose:

(1) NH_3 y O_2;
(2) NO y NO_2;
(3) NO_2 y O_2;
(4) NO_2 y N_2O.

65. El ácido nítrico concentrado, por poseer propiedades oxidantes fuertemente manifiestas, oxida el ácido clorhídrico. La ecuación de la reacción de oxidación es . . . .

66. El óxido de nitrógeno (III) es absorbido por la disolución de hidróxido de sodio dando lugar a la formación de

(1) NO_2 y NO;
(2) $NaNO_3$ y $NaNO_2$;
(3) $NaNO_3$;
(4) $NaNO_2$.

67. Durante la disolución de 142 g de óxido de fósforo (V) en 500 g de ácido ortofosfórico con la fracción en masa de H_3PO_4 igual a 10%, la fracción en masa (%) de H_3PO_4 en la disolución obtenida ha llegado a ser igual a

(1) 23,0;
(2) 29,6;
(3) 38,3;
(4) 49,2.

68. Escribe las ecuaciones de las reacciones que corresponden a las siguientes trans-

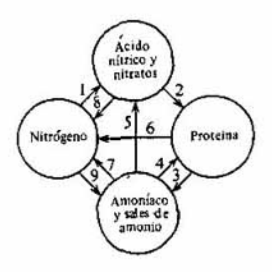
formaciones:

Nitrógeno $\xrightarrow{(1)\ldots}$ Amoníaco $\xrightarrow{(2)\ldots}$ Óxido de nitrógeno(II) $\xrightarrow{(3)\ldots}$ Óxido de nitrógeno(IV) $\xrightarrow{(4)\ldots}$ Ácido nítrico $\xrightarrow{(5)\ldots}$ Nitrato amónico

69. Escribe las ecuaciones de las reacciones que corresponden a las siguientes transformaciones:

Fósforo $\xrightarrow{(1)\ldots}$ Fosfuro de magnio $\xrightarrow{(2)\ldots}$ Fosfina $\xrightarrow{(3)\ldots}$ Óxido de fósforo (V) $\xrightarrow{(4)\ldots}$ Ácido metafosfórico $\xrightarrow{(5)\ldots}$ Fosfato de calcio $\xrightarrow{(6)\ldots}$ Dihidrofosfato de calcio

70. El ciclo del nitrógeno en la naturaleza puede representarse en forma del siguiente esquema.
Analiza el esquema y escribe los nombres de los procesos correspondientes y —



— donde es posible — también las ecuaciones de las reacciones químicas de acuerdo con los números de las flechas.

§ 4. Carbono y silicio, química de la naturaleza viva y la no animada

Como componente el carbono entra en la composición de las llamadas sustancias orgánicas, es decir, de una multitud de sustancias que se encuentran en el cuerpo de cualquier planta y animal. En forma de gas carbónico el carbono se halla en agua y en el aire, y en forma de sales carbónicas y residuos orgánicos éste se presenta en el suelo y en la masa de la corteza terrestre...

D. I. Mendeléiev

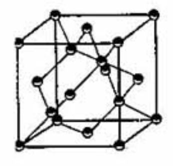
1. Los átomos de los elementos *p* del grupo IV del sistema periódico tienen la fórmula electrónica genérica . . ., donde *n* es el número del nivel de energía.
2. En la serie C — Si — Ge — Sn — Pb los rasgos no metálicos de los elementos

   (1) aumentan;
   (2) se debilitan;
   (3) no varían;
   (4) aumentan y, después, se debilitan.

3. El carbono existe en forma de tres sustancias simples a cada una de las cuales corresponde una estructura determinada en dependencia del tipo de hibridación del átomo de carbono. Indica la estructura (coordinada, laminar, lineal) y el tipo de hibridación de las sustancias enumeradas a continuación:

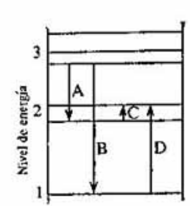
	Sustancia	Estructura	Tipo de hibridación
(1)	Diamante	. . .	. . .
(2)	Grafito	. . .	. . .
(3)	Carbina	. . .	. . .

4. En la figura se representa la estructura cristalina del silicio. Ésta tiene la red cristalina del tipo de



(1) sal común;
(2) perovskita;
(3) sulfuro de cinc;
(4) diamante.

5. En la reacción química la transición del electrón desde un subnivel hacia otro durante la excitación del átomo de carbono se representa esquemáticamente en la figura por medio de la letra



(1) A;
(2) B;
(3) C;
(4) D.

6. Los orbitales de valencia del átomo de carbono en la molécula de metano CH_4 se pueden describir a base de conceptos acerca de la hibridación del tipo

(1) sp;
(2) sp^2;
(3) sp^3;
(4) d^2sp^3,

con la particularidad de que la molécula de metano tiene la forma

(a) lineal;
(b) plana;
(c) tetraédrica;
(d) octaédrica.

7. Los orbitales de valencia del átomo de silicio en la molécula de silano SiH_4 se pueden describir a base de conceptos acerca de la hibridación del tipo

(1) sp;
(2) sp^2;
(3) sp^3;
(4) d^2sp^3

y, por lo tanto, la molécula de silano tiene la forma

(a) lineal;
(b) plana;
(c) tetraédrica;
(d) octaédrica.

8. El grafito posee una menor estabilidad de la red cristalina en comparación con la del diamante. El efecto energético de la transición C (grafito) $\rightarrow$ C (diamante) se puede determinar

(1) a base de los datos de la investigación de las estructuras cristalinas del grafito y del diamante;
(2) a base de los datos acerca de los efectos térmicos de las reacciones de combustión del grafito y del diamante;

(3) por vía experimental en una instalación calorimétrica, al medir el efecto térmico de la transición grafito → diamante;
(4) a base de la comparación de las densidades del grafito y del diamante.

9. Por ahora, todavía no han logrado medir experimentalmente el efecto térmico de la reacción de transformación del diamante en grafito. Se conocen datos acerca de los efectos térmicos de combustión de 1 mol de diamante y de grafito en oxígeno:

(a) C (diamante) + O_2 (g.) = CO_2 (g.) + + 395,5 kJ;

(b) C (grafito) + O_2 (g.) = CO_2 (g.) + + 393,4 kJ.

El efecto térmico (kJ/mol) de la transición C (diamante) → C (grafito) es igual a

(1) 0; (3) −2,1;
(2) +2,1; (4) +788,9.

10. Los silanos son menos estables y más reactivos que los hidrocarburos correspondientes. A continuación se insertan los efectos térmicos de las reacciones de formación de algunas sustancias compuestas a partir de sustancias simples (calores de formación):

Sustancia	Calor de formación, kJ/mol
SiO_2 (crist.)	+908
SiH_4 (g.)	−35
H_2O (g.)	+241,8
O_2 (g.)	0

Teniendo en cuenta el hecho de que el calor de formación de una sustancia simple es igual a cero, el efecto térmico (kJ/mol) de la reacción de combustión del *silano es igual a*

(1) + 1184,8;
(2) —1184,8;
(3) + 1426,6;
(4) — 1426,6.

11. El metano se separa al descomponer con agua el siguiente carburo:

(1) CaC_2;
(2) BaC_2;
(3) Al_4C_3;
(4) Ag_2C_2.

12. En la atmósfera terrestre, por acción de los rayos cósmicos se forma el isótopo radiactivo β de ^{14}C como resultado de la siguiente reacción nuclear:

$^{14}_{7}N + \ldots \rightarrow ^{14}_{6}C + \ldots .$

13. Al investigar un trozo de madera descubierto por los arqueólogos en un sepulcro resultó que la intensidad de desintegración radiactiva del isótopo de carbono-14 es 10 veces menor que la de un trozo de madera recién cortada. El período de semidesintegración (intervalo de tiempo por el cual la cantidad inicial de isótopo radiactivo se desintegra a la mitad) de ^{14}C es igual a 5600 años. La edad del trozo de madera encontrado por los arqueólogos constituye

(1) 9100 años;
(2) 18 200 años;
(3) 28 000 años;
(4) 56 000 años.

14. La velocidad de desintegración del ^{14}C radiactivo se expresa por la ecuación $v = -\frac{dN}{dt} = \lambda N$ (donde N es el número de átomos del isótopo ^{14}C; t, el tiempo, y λ, la constante de desintegración radiactiva) durante cuya integración se obtiene la siguiente relación para la desintegración radiactiva: $N = N_0 \exp(-\lambda t)$ (donde N_0 es el número de átomos de ^{14}C para el tiempo $t = 0$). El carbono que participa en la circulación de CO_2 en la naturaleza tiene 13,6 desintegraciones en 1 min por 1 g de carbono. A medida que los organismos vegetales (por ejemplo, árboles) van perdiendo la vida, éstos dejan de participar en el ciclo del CO_2 y, como resultado, disminuye, en correspondencia, la velocidad de la desintegración. En 1983 fue medida la velocidad de desintegración del carbono en dos trozos de madera de una nave perteneciente a los vikingos; ésta constituyó 12,0 desintegraciones en 1 min por 1 g de carbono. El árbol del que los escandinavos-vikingos habían construido su nave fue talado

(1) en el año 431;
(2) en el año 948;

(3) en el año 1035;
(4) en el año 1465.

15. Tomando en consideración el hecho de que el error de medición de la velocidad de desintegración del carbono (se tienen en cuenta 12,0 desintegraciones en 1 min por 1 g de carbono) es igual a $\pm$ 0,2, el error en la determinación de la edad del árbol en el problema Nº 14 constituyó

(1) $\pm$ 137 años;
(2) $\pm$ 139 años;
(3) + 139 años, —137 años;
(4) — 139 años, + 137 años.

16. Después de calcinar 12 g de magnesio junto con 12 g de óxido de silicio (IV), finamente triturados y mezclados previamente con meticulosidad, se ha obtenido una mezcla de productos que consta (mol):

(1) de Si, 02; MgO, 0,4; Mg, 0,1;
(2) de Si, 0,15; MgO, 0,4; Mg_2Si, 0,05;
(3) de Si, 0,05; MgO, 0,2; Mg_2Si, 0,15;
(4) de Si, 0,1; MgO, 0,4; Mg_2Si, 0,1.

17. Una característica importante del agua de lluvia es el valor del pH que es controlado por el equilibrio con CO_2 atmosférico. Por regla general el agua de lluvia posee

(1) pH $<$ 7;
(2) pH $>$ 7;

(3) pH $\approx$ 7;
(4) pH no depende del CO_2 (atm)

18. Durante el tratamiento del carbonato de metal con ácido se forma

(1) C (sól.);
(2) O_2 (g.);
(3) CO (g.);
(4) CO_2 (g.).

19. Durante la reacción entre dos gases de densidad aproximadamente igual se forman agua y arena. La ecuación de esta reacción es . . . .

20. Para obtener el dióxido de carbono a partir de mármol en el aparato de Kipp no se puede utilizar

(1) ácido clorhídrico diluido;
(2) ácido sulfúrico diluido;
(3) ácido nítrico diluido;
(4) ácido acético.

21. ¿Qué masa (g) de carbonato de calcio se invertirá para obtener 44,8 l de dióxido de carbono medido en condiciones normales:

(1) 200,0;
(2) 150,0;
(3) 100,0;
(4) 50,0?

22. ¿Qué variaciones de la temperatura *T* y de presión *P* contribuyen a la formación de CO de acuerdo con la reacción

$C\ (sól.) + CO_2\ (g.) \rightleftharpoons 2CO\ (g.) - 119{,}8\ kJ$:

(1) el aumento de T y el aumento de P;
(2) el aumento de T y la disminución de P;
(3) la disminución de T y el aumento de P;
(4) la disminución de T y la disminución de P?

23. ¿Cuál de los esquemas refleja con mayor exactitud la fórmula electrónica durante la formación de los enlaces químicos en la molécula de dióxido de carbono:

```
       ..       ..                  ..  .  ..
(1)    O :: C :: O ;         (3)  . O : C : O . ;
       ..       ..                  ..  .  ..
       ..      ..                   ..
(2)    O :: C : O :  ;       (4)  . O : C ::: O :?
       ..      ..                   ..       .
```

24. El silicio se puede obtener por un fuerte calentamiento en el horno eléctrico de arena . . . con carburo de calcio . . . . La reacción se desarrolla de acuerdo con la ecuación . . . .
25. En la mezcla de gases CO y CO_2 la relación en masa del carbono al oxígeno constituye 1 : 2. La fracción en masa (ω, %) del óxido de carbono (II) en esta mezcla es de . . ., y del óxido de carbono (IV), ...
La fracción en volumen (φ, %) del óxido de carbono (II) es igual a . . ., y del óxido de carbono (IV), ...
26. En uno de los yacimientos se extrae carbón de la siguiente composición (%): C, 82,2; H, 4,6; S, 1,0; O, 4,0; N, 1,2; H_2O, 1,0; ceniza, 6,0,

Para la combustión de 1 kg de semejante carbón se necesita aire con un volumen (m^3) aproximado de

(1) 1,5;
(2) 1,7;
(3) 7,5;
(4) 8,5.

27. Al obtener cal apagada a partir de la caliza transcurren las reacciones . . . y . . . .

28. Durante el almacenamiento prolongado de la cal apagada, al aire, dicha cal se transforma paulatinamente en . . . de acuerdo con la reacción . . . .

29. Durante el almacenamiento prolongado de las disoluciones de álcalis en vasija de vidrio aparece un aspecto turbio debido a las reacciones . . . que se desarrollan en ésta.

30. La combustión total de 1 mol de carbono a óxido de carbono (IV) se produce con el desprendimiento de 393,5 kJ de calor, y la combustión incompleta de 1 mol de carbono a óxido de carbono (II) viene acompañada de liberación de 110,5 kJ de calor.
El efecto térmico (kJ) de formación del monóxido de carbono durante la reacción entre 1 mol de CO_2 y 1 mol de carbono incandescente es igual a:

(1) + 504,0;
(2) — 283,5;
(3) + 172,5;
(4) — 172,5.

31. Se conoce que en las cuevas subterráneas las estalactitas y las estalagmitas se forman como resultado de desprendimiento de $CaCO_3$. La disolución de $Ca(HCO_3)_2$ que se cuela a través de las grietas en la bóveda de la cueva se forma durante la interacción de la caliza con el agua y con el dióxido de carbono de acuerdo con la ecuación reversible . . . .
Cuando el agua se evapora y CO_2 se volatiza debido a la presión reducida del aire, la caliza se deposita; en este caso, el equilibrio de la reacción reversible representada con anterioridad se desplaza a la . . . .

32. La hidrólisis total de $SiCl_4$ se desarrolla a costa de la adición consecutiva de las moléculas de agua y de la separación de las moléculas de HCl, formándose como resultado final

(1) H_4SiO_4;
(2) $SiCl(OH)_3$;
(3) $SiCl_3(OH)$;
(4) $SiCl_2(OH)_2$.

33. En un extintor ordinario cargado la botella de acero está llena de disolución concentrada de hidrocarbonato de sodio con cantidad pequeña de las sustancias que contribuyen a la formación de espuma. ¿De qué está llena la ampolla de vidrio que se encuentra en la parte superior de la botella de acero y que se rompe al volcar la botella en el caso de

que sea necesario proceder a la extinción del fuego:

(1) KOH concentrado;
(2) H_2SO_4 concentrado;
(3) $Ca(OH)_2$ concentrado;
(4) HCl concentrado?

34. ¿Cuál es la causa principal de la importancia primordial del carbono para el surgimiento de la vida:

(1) gran abundancia en la Tierra;
(2) existencia de un gran número de modificaciones alotrópicas;
(3) capacidad de formar cadenas largas de átomos;
(4) alta temperatura de fusión?

35. Como resultado de la combustión del acetileno en el oxígeno se forma

(1) el monóxido de carbono y el agua;
(2) el carbono (hollín) y el agua;
(3) el dióxido de carbono y el agua;
(4) el dióxido de carbono y el hidrógeno.

36. El compuesto químico con la fórmula empírica mínima CH_2 tiene la masa molecular relativa igual a 28. La fórmula química de este compuesto tiene el siguiente aspecto:

(1) CH_2;
(2) C_2H_4;
(3) C_2H_2;
(4) CH_4.

37. Los coeficientes en la ecuación de la reacción química de combustión del metano

... C_2H_6 + ... O_2 → ... CO_2 + ... H_2O

tendrán los siguientes valores:

(1) 1, 3, 2, 3;
(2) 1, 6, 2, 6;
(3) 2, 6, 4, 5;
(4) 2, 7, 4, 6.

38. ¿Qué volumen (l), aproximadamente, de aire medido en las condiciones normales se necesita para la combustión de 1 mol de acetileno (C_2H_2):

(1) 45,0;
(2) 280,0;
(3) 336,0;
(4) 660,0?

39. Como resultado de la combustión completa de un hidrocarburo (C_nH_m) al aire se forman:

(1) CO y H_2;
(2) CO_2 y H_2;
(3) CO y H_2O;
(4) CO_2 y H_2O.

40. ¿Qué cantidad de calor (kJ) se necesita para la concentración por evaporación de 2,00 g de etanol líquido a la temperatura de su ebullición (78 °C):

(1) 539,2;
(2) 652,0;

(3) 852,7;
(4) 1705,4?

El calor de evaporación del etanol es igual a 852,7 kJ/g.

41. El gas tóxico fosgeno tiene la siguiente composición por elementos en fracciones en masa: 12,1% de C, 16,2% de O y 71,7% de Cl. Su fórmula es . . . .

42. La reacción entre . . . y . . . sobre el carbón activado a 120 °C da lugar a la formación de un gas sumamente tóxico llamado cloruro de carbonilo (fosgeno) . . . . Esta sustancia se hidroliza lentamente por el agua de acuerdo con la ecuación . . . .

43. Un matraz se ha llenado de cloruro de carbono (IV) gaseoso, pesándolo a temperatura y presión determinadas. Acto seguido, del matraz han evacuado el cloruro de carbono (IV), lo han llenado de oxígeno en las mismas condiciones y lo han vuelto a pesar. La masa de la muestra de cloruro de carbono (IV) es:

(1) igual a la masa de la muestra de oxígeno;
(2) cinco veces menor;
(3) cinco veces mayor;
(4) dos veces menor.

44. Al añadir . . . a la cal viva se observa el efecto de «apagado». La ecuación de la reacción que transcurre en este caso es . . . .

45. A través del agua de cal, durante un tiempo prolongado, han dejado pasar

el dióxido de carbono. En este caso, al principio, se ha desarrollado el proceso . . . y, luego, el proceso . . . . La disolución transparente obtenida se ha sometido a concentración por evaporación; el residuo seco era una sustancia de composición . . . .

46. En las fábricas de calcinación de la cal la captura de CO_2 se realiza dejando pasar los gases de combustión a través de la disolución de carbonato de potasio; la ecuación de este proceso es . . . . Seguidamente, la disolución obtenida después de la saturación se calienta y, debido a ello, se desarrolla la reacción . . . .

47. A un recipiente vacío se echa $COCl_2$ (g.) a presión a. En el recipiente, a temperatura constante, se establece el siguiente equilibrio:

$$2COCl_2 \text{ (g.)} \rightleftharpoons C \text{ (grafito)} + CO_2 \text{ (g.)} + 2Cl_2 \text{ (g.)}.$$

Si la presión parcial de CO_2 en la mezcla es x, la constante de equilibrio se expresa de la siguiente manera:

(1) $K_{eq} = 4x^3/(a - 2x)^2$;
(2) $K_{eq} = 4x^3/(a - x)^2$;
(3) $K_{eq} = 2x^3/(a - 2x)^2$;
(4) $K_{eq} = x^3/(a - 3x)^2$.

48. Para los transistores se utiliza silicio con alto grado de pureza. Durante su obtención el silicio químicamente puro se transforma en cloruro de silicio por

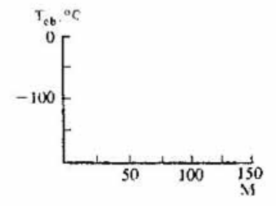
la reacción . . . y el producto obtenido se reduce por medio de hidrógeno . . . .

49. Como sustancia conservante para la madera los ferroviarios utilizan el fluoruro de sodio que se puede obtener por calentamiento de la mezcla de fluoruro de calcio, de sosa y de arena de acuerdo con la reacción . . . .

50. A continuación se insertan los nombres y las fórmulas empíricas de los minerales de silicio. Representa su composición en forma de óxidos.

Nombre del mineral	Fórmula empírica	Fórmula del mineral en forma de óxidos
(1) Ortoclasa	$KAlSi_3O_8$	$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$
(2) Serpentina	$Mg_3H_4Si_2O_9$	. . .
(3) Albita	$Na_2Al_2Si_6O_{16}$	. . .
(4) Willemita	Zn_2SiO_4	. . .
(5) Anortita	$CaAl_2Si_2O_8$	. . .

51. La temperatura de ebullición del hidruro de germanio GeH_4 es igual a



—90 °C. Representa en el gráfico la dependencia aproximada de las temperaturas de ebullición T_{eb} de los hidruros del grupo IVA del sistema periódico de los

elementos —CH_4, SiH_4, GeH_4 y SnH_4 — respecto a la masa molar M del compuesto.

52. Como ejemplo de derivado del metano (metanuro) se puede considerar el carburo de berilio . . ., y como derivado del acetileno (acetiluro), el carburo de bario . . .,. Durante la interacción de estos carburos con agua tienen lugar las reacciones . . . y . . . .

53. La energía de transición del diamante y del grafito al estado de átomos de carbono gaseosos aislados constituye 713 y 715 kJ/mol, respectivamente. Basándose en estos datos se puede sacar la conclusión de que la energía de enlace de los átomos de carbono en el diamante es igual a . . . kJ/mol, y en el grafito, . . . kJ/mol.

54. El silicio se disuelve enérgicamente en las disoluciones de álcalis. En este caso el papel de oxidante lo desempeñan:

(1) los iones Na^+;
(2) el agua;
(3) el silicio;
(4) los iones OH^-.

55. En las condiciones de laboratorio la obtención del silicio se basa en la interacción de SiO_2 con . . . de acuerdo con la ecuación de la reacción . . ., y en la industria el SiO_2 se reduce mediante . . ., en los hornos eléctricos de acuerdo con la ecuación de la reacción . . . .

56. En las instalaciones refrigeradoras como agente frigorífico se emplea ampliamente el derivado del metano «jladón-12» (freón-12) que tiene la temperatura de ebullición igual a —30° C. Su fórmula es:

(1) CCl_4;
(2) CF_4;
(3) CF_2Cl_2;
(4) CH_3Cl.

57. En el laboratorio se produjo la inflamación de las virutas de magnesio. El incendio se puede extinguir

(1) vertiendo agua;
(2) utilizando un extintor de dióxido de carbono;
(3) echando arena;
(4) echando hidrocarbonato de sodido («bicarbonato»).

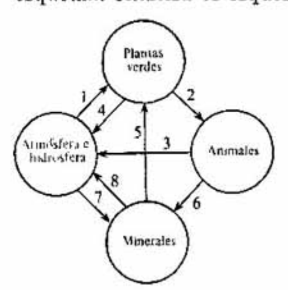
58. Escribe las ecuaciones de las reacciones con cuya ayuda se pueden realizar las siguientes transformaciones:

$$Si \xrightarrow{(1)...} SiO_2 \xrightarrow{(2)...} Na_2SiO_3 \xrightarrow{(3)...} H_2SiO_3 \xrightarrow{(4)...} SiO_2.$$

59. Escribe las ecuaciones de las reacciones por medio de las cuales es posible realizar las siguientes transformaciones:

$$C \xrightarrow{(1)...} CO_2 \xrightarrow{(2)...} CaCO_3 \xrightarrow{(3)...} CaO \xrightarrow{(4)...} CaC_2.$$

60. La circulación del carbono en la naturaleza puede representarse en forma de esquema. Analiza el esquema y escribe



los nombres de los procesos designados por las cifras correspondientes en las flechas.

§ 5. Metales

Los metales abren el seno de la Tierra para la fertilidad; los metales nos sirven en la captura de los animales terrestres y marinos para la alimentación nuestra; los metales facilitan la vida de los negociantes proveyéndolos de moneda idónea para sus fines... En pocas palabras, no hay arte ni oficio simple alguno que pueda prescindir de la utilización de los metales.

M. V. Lomonósov

1. El metal más difundido en la corteza terrestre es:
   (1) Fe;
   (2) Ti;
   (3) Al;
   (4) Ca.

2. La siguiente secuencia de los elementos no pertenece a los metales:

(1) Ca, Zn, Cd;
(2) Ga, In, Tl;
(3) B, As, Te;
(4) W, Bi, Os.

3. De la relación de metales aducida: K, Cd, Ca, Co, Mn, Li, Au, Zn, Mg, Cu, pertenecen a los ligeros . . ., y a los pesados, . . ., .

4. Nombra los metales:

(1) el más pesado es . . . y el más ligero es. . . ;
(2) el de punto de fusión más alto es . . ., y el de punto de fusión más bajo es . . . ;
(3) el más duro es . . ., y el más blando es . . . .

5. Entre los elementos enumerados: K, Rb, Ca, Sr, el que posee el mayor valor de la energía de separación del electrón exterior es el átomo de . . . .

6. El litio se combina enérgicamente con el hidrógeno: una cantidad pequeña de este metal puede dejar combinado un volumen grande de este gas. Las tabletas de hidruro de litio se utilizan como fuente portátil de hidrógeno durante los accidentes sobre el mar: bajo la acción del agua las tabletas se descomponen rápidamente llenando de hidrógeno las lanchas y chalecos salva-

vidas. La interacción química del hidruro de litio con el agua puede expresarse por medio de la siguiente ecuación de reacción . . . .

7. La estructura cristalina de los metales determina sus propiedades más importantes. Así, por ejemplo, los metales alcalinos K, Rb y Cs tienen:
   (1) estructura cúbica centrada en el cuerpo;
   (2) estructura hexagonal de empaquetamiento denso;
   (3) estructura cúbica centrada en las caras;
   (4) diferentes modificaciones cúbicas.

8. El metal A (la masa atómica relativa es 58,71) cuya masa es igual a 1,49 g reacciona con la sustancia simple B con una masa de 6,44 g, dando lugar a la formación del compuesto AB_2, sin residuo. El compuesto AB_2 es

   (1) $CuCl_2$;
   (2) CaF_2;
   (3) $NiBr_2$;
   (4) NiI_2.

9. En la electrotecnia, para la producción de las lámparas de incandescencia se emplea el filamento metálico

   (1) de Al;
   (2) de Cu;
   (3) de Fe;
   (4) de W,

por cuanto este metal posee:

(1) la mayor conductibilidad eléctrica;
(2) la mayor conductibilidad térmica;
(3) el punto de fusión más bajo;
(4) el punto de fusión más alto.

10. Durante la reacción de 3,42 g de un metal alcalino con agua se desprenden 448 cm^3 de hidrógeno (las condiciones son normales). Este metal alcalino es

(1) el litio Li;
(2) el potasio K;
(3) el sodio Na;
(4) el rubidio Rb.

11. Durante la combustión del sodio en el oxígeno se forma una sustancia cuya composición es . . ., y durante la combustión del hierro en el oxígeno se forma . . . .

12. La muestra que contiene 0,850 g de mezcla de hidruros sólidos de litio y de calcio, al reaccionar con agua, forma 1,200 l de hidrógeno (las condiciones son normales). El hidruro de litio interacciona de acuerdo con la reacción . . ., y el hidruro de calcio de acuerdo con la reacción . . . .
La fracción en masa ω de hidruro de litio en la mezcla inicial es igual a . . . %.

13. Durante el almacenamiento prolongado al aire de 10,36 g de un polvo de cobre su masa ha aumentado llegando a 11,86 g. Por cuanto la transformación se ha operado por completo se ha formado un óxido de composición . . . .

14. El metal Me forma el óxido de composición Me_2O_3. En estado no excitado el átomo de Me tiene la siguiente configuración de la capa de valencia:

(1) ns^2np^1;
(2) ns^2np^3;
(3) ns^2np^2;
(4) ns^1.

15. El elemento sodio fue descubierto por el científico

(1) H. Davy;
(2) H. Cavendish;
(3) K. Scheele;
(4) J. Priestley.

16. Teniendo en cuenta que el cesio tiene el número de coordinación igual a 8, representemos un fragmento de la red cristalina del cloruro de cesio . . ., en el cual con circulitos oscuros se representan los iones cesio, y con los claros, los iones cloruro.

17. Los haluros de metales alcalinos se forman durante la reacción del metal alcalino con . . . . Así, por ejemplo, la formación del bromuro de potasio se desarrolla de acuerdo con la ecuación de la siguiente reacción: . . . .

18. A continuación se insertan las temperaturas de fusión (°C) de los haluros de metales alcalinos:

	Li	Na	K	Rb	Cs
F	870	992	857	775	684
Cl	614	801	776	717	646
Br	549	755	730	682	636
I	446	662	686	642	621

A medida de transición de los fluoruros a los yoduros se observa la tendencia general a la disminución de la temperatura de fusión de los halogenuros. Este fenómeno está relacionado con el hecho de que tiene lugar:

(1) el aumento regular del radio del ion de metal alcalino;
(2) la disminución regular del radio del ion haluro;
(3) el aumento regular de la suma de los radios de los iones del metal alcalino y haluro;
(4) la disminución regular de la suma de los radios de iones del metal alcalino y haluro.

19. ¿Cuántos fluoruros puede formar el elemento con el número atómico 83? Las fórmulas químicas de éstos son . . . .

20. Queda establecido que la sal A de 5 g de masa contiene 0,6 g de carbono y 2 g de metal B. El metal B puede reaccionar con un exceso grande de agua formando el conocido reactivo «agua de cal». Con este reactivo puede reaccionar el gas que se forma durante la calcinación de la sal A.
El metal B y la sal A lo son:

(1) Ba, $BaCO_3$;
(2) Ca, $CaCO_3$;
(3) Na, Na_2CO_3;
(4) Mg, $MgCO_3$.

21. ¿Cuántos moles de óxido de aluminio (III) se forman a partir de un mol de aluminio, de acuerdo con la ecuación $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$:

(1) 0.5;
(2) 2,0;
(3) 3,0;
(4) 4.0?

22. ¿Cuál es la fracción en masa (%) del hierro en el óxido de hierro (III):

(1) 40,0;
(2) 55,8;
(3) 68,4;
(4) 70,0?

23. Al vaso que contenía 60 g de disolución al 10% de ácido clorhídrico echaron 8 g de virutas de hierro y lo dejaron permanecer al aire. Al día siguiente se descubrió que en el vaso se formó una sustancia de composición

(1) $FeCl_2$;
(2) $Fe(OH)Cl$;
(3) $Fe(OH)Cl_2$;
(4) $Fe(OH)_2Cl$.

24. En la radiotecnia, durante la fabricación de los circuitos impresos se realiza el decapado de las placas de cobre por medio de cloruro de hierro (III). La ecuación de la reacción química de este proceso es . . . .

25. Para la disolución completa de 16 g de hierro y, posiblemente, del producto

de su oxidación se invirtieron 182,5 g de ácido clorhídrico con la fracción en masa del HCl igual a 10%, con la particularidad de que la masa del hidrógeno liberado constituyó 0,25 g. Resultó que en el ácido clorhídrico se sometieron a disolución las siguientes sustancias:

(1) el hierro;
(2) la mezcla de Fe y de FeO;
(3) la mezcla de Fe y de Fe_2O_3;
(4) la mezcla de Fe y de Fe_3O_4.

26. El compuesto químico CaH_2 lleva el nombre de

(1) amida de calcio;
(2) hidruro de calcio;
(3) hidrato de calcio;
(4) hidróxido de calcio.

27. Me es un metal de color plateado, y A, B y C son sus compuestos. El compuesto B del metal tiene coloración rojiza y se emplea como colorante. Valiéndonos de estos datos, así como del esquema insertado a continuación

$$\mathrm{Me} \xrightarrow[T]{+O_2} \mathrm{A} \xrightarrow[T]{+O_2} \mathrm{B} \xleftarrow[-O_2]{T} \mathrm{C}$$
$$\uparrow T$$
$$\mathrm{A} + \mathrm{C}$$

determinamos que el metal Me es ..., y sus compuestos A, B y C son ..., ... y ..., respectivamente.

28. En una ocasión, en un almacén quedaron estropeados artículos de aluminio,

debido a que al enjalbegar el techo con cal apagada, no se tomaron medidas seguras para proteger las piezas contra las salpicaduras. El deterioro de los artículos se explica por el hecho de que

(1) las piezas quedaron manchadas por el mortero de blanqueo;
(2) tuvo lugar la reacción química de los artículos con la disolución de cal apagada;
(3) las piezas se sometieron a corrosión al aire en presencia de humedad;
(4) tuvo lugar la reacción química de los artículos con el agua.

La ecuación de la reacción química (en el caso de interacción química) es . . . .

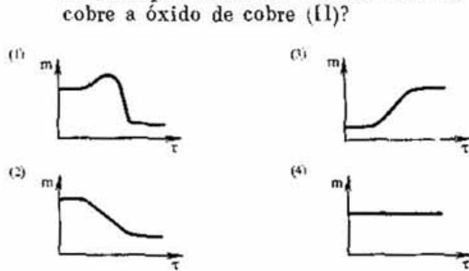
29. Dos frascos sin etiquetas contienen gránulos de magnesio y de cinc. Los metales se pueden distinguir de un modo lo suficientemente seguro por el siguiente método:

(1) midiendo el volumen del hidrógeno desprendido durante la reacción de pesadas iguales de metales con el ácido clorhídrico;
(2) por vía visual, comparando el color de los gránulos metálicos.
(3) pesando un gránulo metálico a partir de cada frasco;
(4) observando la diferencia en la reacción de los metales con las disoluciones diluidas de H_2SO_4 y de NaOH en las condiciones normales (a temratura ambiente).

30. 13 g de un metal desconocido fueron tratados con una disolución diluida de ácido nítrico. A la disolución obtenida fue añadida una disolución de hidróxido de potasio en exceso, liberándose 1,12 l de gas (el volumen del gas fue medido en las condiciones normales). ¿Qué metal se disolvió en el ácido nítrico:

(1) Zn;
(2) Mg;
(3) Cu;
(4) Fe?

31. En un horno calentado al rojo se introdujo una placa de cobre. ¿Cuál de los gráficos refleja la variación de la masa *m* de la placa durante la oxidación del cobre a óxido de cobre (II)?



32. En la electrotecnia se utiliza la siguiente propiedad física del cobre y del aluminio:

(1) conductibilidad térmica;
(2) forjabilidad;

(3) ductilidad;
(4) conductibilidad eléctrica.

33. ¿Cuáles de las propiedades enumeradas del titanio se utilizan en la construcción moderna de aviones:

(1) conductibilidad térmica y eléctrica;
(2) resistencia a la corrosión y resistencia mecánica;
(3) carácter amagnético;
(4) alta afinidad al oxígeno?

34. El titanio en forma pura fue obtenido por primera vez:

(1) por el científico sueco Berzelius;
(2) por el químico francés Moissan;
(3) por el químico norteamericano Hunter;
(4) por el científico ruso Kirílov.

35. En los aparatos físicos, en particular, para la medición de la temperatura y de la presión que han encontiado amplia aplicación tanto en la técnica, como en la vida cotidiana se utiliza el metal . . . debido a su propiedad física característica, a saber, ...

36. Los filamentos de incandescencia en las lámparas eléctricas se fabrican de . . ., y los conductores eléctricos que conducen la corriente a las primeras se producen de . . . o de . . . .

37. Durante la reacción de 3,55 g de compuesto binario de un metal alcalino que

contiene 55% de metal con el óxido de carbono (IV) se liberan 1680 cm^3 de oxígeno. El metal en el compuesto binario es

(1) Li;
(2) Na;
(3) K;
(4) Rb,

y la fórmula del compuesto binario es como sigue: . . . .

38. Los contactos de algunas piezas de radio se cubren de una capa de oro. Este procedimiento se lleva a cabo

(1) para aumentar la resistencia mecánica del artículo;
(2) para aumentar el costo del artículo;
(3) para la protección contra la oxidación;
(4) para la protección contra las perturbaciones radiofónicas.

39. En un objeto de oro de 18 quilates la fracción en masa (%) de oro es

(1) 25;
(2) 50;
(3) 75;
(4) 100.

40. ¿Cuál de los componentes del aire polucionado de la ciudad es el más activo desde el punto de vista de la corrosión

respecto a los metales, especialmente con humedad elevada:

(1) CO_2;
(2) N_2;
(3) CO;
(4) SO_2?

41. ¿Cuál de los metales enumerados a continuación tiene el más bajo punto de fusión:

(1) Hg;
(2) Na;
(3) Ga;
(4) Cs?

42. ¿Cuál de los metales reacciona de modo más activo con el oxígeno a temperatura ambiente:

(1) Fe;
(2) Hg;
(3) Ag;
(4) Cu?

43. ¿Con cuál de las sustancias enumeradas a continuación puede reaccionar el cobre metálico:

(1) con el hidrógeno;
(2) con el óxido de carbono (IV);
(3) con el oxígeno;
(4) con el nitrógeno?

Ecuación de la reacción correspondiente . . . .

44. ¿Cuál de los metales enumerados a continuación es capaz de desplazar el

hidrógeno a partir del agua a temperatura ambiente:

(1) el cobre;
(2) el hierro;
(3) el sodio;
(4) la plata?

45. Al disolverse el sodio en agua se obtiene la disolución:

(1) de sodio;
(2) de óxido de sodio;
(3) de hidróxido de sodio;
(4) de hidruro de sodio.

46. Se conoce que la disolución del calcio en agua transcurre más fácilmente que en ácido sulfúrico diluido. La causa de este fenómeno reside en que

(1) $CaSO_4$ es menos soluble que $Ca(OH)_2$;
(2) el ácido sulfúrico es menos activo desde el punto de vista químico;
(3) el calcio reacciona con el ácido sulfúrico;
(4) en estas condiciones no puede formarse $Ca(OH)_2$.

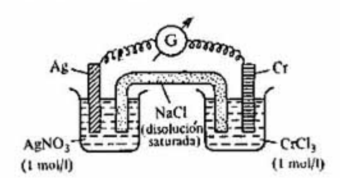
47. El proceso de transcición $Al^0 \rightarrow Al^{3+}$ puede realizarse de acuerdo con el siguiente esquema: . . . .

48. ¿A qué es igual la fuerza electromotriz (E, V). en circuito electroquímico $Cr^0 + 3Ag^+ \rightarrow Cr^{3+} + 3Ag^0$:

(1) $-0{,}06$;
(2) $+0{,}06$;

(3) — 1,54;
(4) + 1,54?

$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Cr^0$; $E^\circ = -0,74$ V
$Ag^+ + \bar{e} \rightarrow Ag^0$; $E^\circ = +0,80$ V.



49. Durante la construcción, para la imprimación de los techos y de las paredes se emplea la siguiente disolución:

(1) NaCl;
(2) $FeSO_4$;
(3) $CuSO_4$;
(4) $Ca(OH)_2$.

Esta disolución no puede almacenarse en cubos de hierro o en bidones, por cuanto se desarrolla un proceso químico que se expresa por la ecuación de la reacción . . . .

50. En 0,1 l de agua se han introducido 10 g de aleación de rubidio con cinc desprendiéndose en este caso 1,12 l de gas (las condiciones son normales). La composición de la aleación es: . . . % de Rb y . . . % de Zn.

51. Durante la electrólisis de una disolución de sulfato de níquel (de ánodo sir-

ve el níquel metálico, y de cátodo, el grafito) se desarrollan los siguientes procesos: en el cátodo . . ., en el ánodo . . . .

52. Durante la electrólisis de 1 l de disolución de cloruro de cobre (II) en el cátodo se depositaron 12,7 g de cobre. Si la densidad de la disolución $\rho \approx 1$ g/cm^3, entonces, el volumen (l) del gas desprendido en el ánodo (medido en las condiciones normales) es igual a:

(1) 2,24;
(2) 4,48;
(3) 6,72;
(4) 8,96.

53. Las muestras de una aleación de hierro se han colocado

(1) en agua destilada;
(2) en agua saturada de oxígeno;
(3) en agua saturada de una mezcla de gases, a saber, de oxígeno y de óxido de carbono (IV);
(4) en agua a través de la cual se dejaba pasar previamente hidrógeno gaseoso.

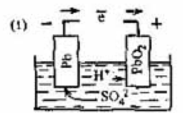
La corrosión de la aleación transcurre más activamente en el caso . . . .

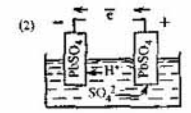
54. El estaño metálico blanco, al dejarlo permanecer al frío durante un período prolongado, pasa a la forma gris pulverulenta (antes, este fenómeno se denominaba «peste» o «enfermedad» de esta-

ño). Semejante paso está relacionado con

(1) modificación de la estructura cristalina del estaño;
(2) interacción con el nitrógeno del aire a bajas temperaturas;
(3) variación de la presión parcial del oxígeno en el aire;
(4) interacción con el vapor de agua existente en el aire húmedo.

55. En el esquema . . . se representa la carga de un acumulador de plomo, y en el esquema . . ., su descarga.





56. No reaccionará con el ácido nítrico concentrado:

(1) Cu;
(2) Ag;
(3) Cr;
(4) Zn.

57. No reaccionará con el ácido sulfúrico concentrado:

(1) Cu;
(2) Fe;
(3) Mg;
(4) Zn.

58. No reaccionará con el ácido clorhídrico:

(1) Cu;
(2) Fe;
(3) Al;
(4) Zn.

59. No reaccionará con el agua:

(1) Ca;
(2) Ni;
(3) Fe;
(4) Na.

60. En cuatro tubos de ensayo se encuentran polvos de óxido de cobre (II), de óxido de hierro (III), de plata y de hierro. Con el fin de identificar con exactitud estas sustancias, recurriendo solo a un reactivo, a cada uno de los tubos de ensayo es necesario añadir la disolución:

(1) de NaOH;
(2) de HCl;
(3) H_2O;
(4) Na_2CO_3.

61. Si a la mezcla de polvos de dos sustancias simples de naturaleza química opuesta —A, de color blanco plateado, y B, de color gris oscuro— se añaden varias gotas de agua que sirve de catalizador de la reacción, tiene lugar la reacción muy violenta de formación de la sustancia de composición AB_3. La mezcla de polvos constaba de . . . y de . . . . La ecuación de la reacción de formación de AB_3 es . . . .

62. ¿Entre cuáles de las sustancias tomadas por pares y cuyas fórmulas se dan a continuación (el electrólito se toma en forma de disolución acuosa) se desarrollará la reacción química:

(1) Zn y $MgCl_2$;
(2) Pb y $ZnSO_4$;
(3) Au y $AgNO_3$;
(4) Fe y $CuCl_2$?

63. 13,7 g de un metal que forma el catión con la carga +2 reacciona con agua liberando 2,24 l de gas (las condiciones son normales). Este metal es:

(1) Mg;
(2) Ca;
(3) Sr;
(4) Ba.

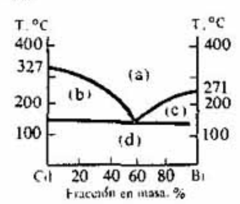
64. Al tratar con ácido nítrico concentrado una mezcla de cobre y hierro se desprendieron 4,48 l de gas, y al tratar la misma mezcla con ácido clorhídrico, 2,24 l de gas (los volúmenes de los gases se han medido en las condiciones normales). La masa (g) de la mezcla de cobre y hierro es:

(1) 5,6;
(2) 6,35;
(3) 11,95;
(4) 18,3.

65. Los metales fundidos, al mezclarlos, reaccionan unos con otros, formando compuestos químicos como, por ejem-

plo, $CuZn_3$, Na_2Pb, Ca_3Sb_2. Estos compuestos llevan el nombre de:

(1) soluciones sólidas;
(2) compuestos intermetálicos;
(3) compuestos intersticiales;
(4) aleaciones.



66. En la figura se representa esquemáticamente el diagrama de fase que forman dos metales: el bismuto y el cadmio. Indica las zonas (*a* — *d*) que corresponden a los estados de fase del sistema cadmio — bismuto:

Estados de fase del sistema	Zonas
(1) Mezcla de Cd y Bi cristalinos	. . .
(2) Líquido (masa fundida)	. . .
(3) Masa fundida líquida + Bi sólido	. . .
(4) Masa fundida líquida + Cd líquido	. . .

67. La corrosión electroquímica de los metales causante del mayor daño es:

(1) la destrucción del metal al combinarse éste con los óxidos de nitrógeno;
(2) la combinación del metal con el oxígeno del aire;

(3) la destrucción del metal en el medio del electrólito relacionada con la aparición dentro del sistema de la corriente eléctrica;
(4) combinación del metal con los óxidos de azufre (IV) y (VI).

68. Sobre la velocidad de corrosión de las estructuras metálicas ejerce una influencia sustancial el carácter de la disolución de electrólito. Así, por ejemplo, un objeto metálico se somete a corrosión más rápida si el electrólito contiene:

(1) un oxidante en medio ácido a temperatura elevada;
(2) un reductor en medio ácido a temperatura moderada;
(3) un oxidante en medio alcalino a baja temperatura;
(4) un reductor en medio alcalino a temperatura elevada.

69. La corrosión de los metales causa un gran daño a la economía nacional. Por esta razón, para luchar contra este fenómeno se utilizan tales métodos principales como . . . .

70. La completa solubilidad mutua de la plata y del oro se explica por el hecho de que

(1) ambos metales pertenecen a los nobles;
(2) ambos metales tienen propiedades físicas próximas;

(3) los átomos de ambos metales tienen el llenado completo de los orbitales *d* y se disponen en el grupo I del sistema periódico;
(4) ambos metales tienen estructuras cristalinas idénticas y los radios atómicos casi iguales.

71. El oro blanco que se utiliza, habitualmente, en la orfebrería representa la siguiente aleación:

(1) de oro y plata;
(2) de oro y níquel;
(3) de oro y cobre;
(4) de plata y cobre.

72. Los aceros aleados contienen, además de hierro, una cantidad considerable de otros metales. Dichos aceros poseen valiosas propiedades y se emplean ampliamente en la industria. De aditivos de aleación sirven: Cr, V; Mo, W; Cr, Ni; Mn.
¿Cuáles de estos aditivos es necesario utilizar para la obtención del acero que posea las propiedades enumeradas a continuación?

Propiedades	Ejemplos de artículos	Aditivos
(1) Dureza excepcional	Aparatos trituradores, cajas fuertes	. . .
(2) Tenacidad y ductilidad	Motores de automóviles, ejes, bastidores	. . .
(3) Resistencia a la corrosión	Acero inoxidable	. . .

73. En la construcción de los aviones y en otros campos de la técnica moderna se emplean ampliamente aleaciones a base de aluminio. El duraluminio contiene . . . .

74. Si sobre la placa de aluminio se aplica un poco de disolución de cloruro de mercurio (II), al cabo de cierto tiempo la placa se calienta y se cubre de una película. Representa los procesos operados en forma de ecuaciones de reacciones químicas:

Proceso	Ecuación de la reacción
(1) Interacción de Al con $HgCl_2$	. . .
(2) Formación de amalgama	. . .
(3) Oxidación al aire	. . .

75. A un matraz cónico de 500 cm^3 de volumen y provisto de válvula de Bunsen, un embudo cuentagotas y un tubo de evacuación vertieron una disolución de cloruro de cromo (III) acidulada con ácido clorhídrico y echaron polvo de cinc metálico llenando el espacio sobre la mezcla reactiva de gas inerte. Dejando que la disolución tome la coloración azul viva, le añadieron un exceso de disolución de hidróxido de sodio. Se formó un precipitado que contenía principalmente:

(1) $Cr(OH)_3$;
(2) $Cr(OH)_2$;
(3) $Zn(OH)_2$;
(4) una mezcla de $Cr(OH)_2$ y de $Zn(OH)_2$.

76. El cobre forma aleaciones con muchos otros metales; entre estas aleaciones la mayor importancia la tienen los bronces, el maillechort (la plata alemana), el latón y las aleaciones para monedas. ¿A cuál de las composiciones insertadas a continuación corresponden las aleaciones enumeradas?

Composición de la aleación	Nombre
(1) 60% de Cu y 40% de Zn	. . .
(2) 68% de Cu, 30% de Ni, 1% de Fe y 1% de Mn	. . .
(3) 90% de Cu y 10% de Sn	. . .
(4) 80% de Cu y 20% de Ni	. . .

77. El platino metálico es resistente frente a la acción de ácidos oxidantes concentrados (HNO_3, H_2SO_4). Este metal se disuelve tan sólo al calentarlo en . . . . La ecuación de la reacción de disolución del metal en este reactivo es . . . .

78. Las propiedades metálicas en la serie Cr — Mo — W a medida que incrementa el número atómico del elemento

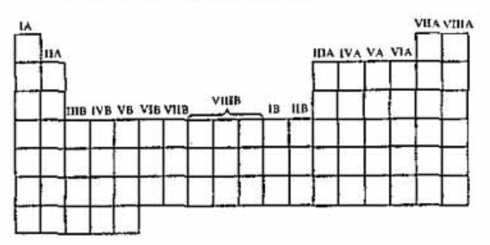
(1) se intensifican;
(2) se debilitan;
(3) quedan prácticamente invariables;
(4) se debilitan y, luego, se intensifican.

79. En estado compacto, en las condiciones ordinarias, los metales vanadio, niobio y tantalio se distinguen:

(1) por la capacidad de oxidarse por el oxígeno del aire;

(2) por la capacidad de reaccionar con las disoluciones de ácidos;
(3) por la capacidad de reaccionar con las disoluciones de álcalis;
(4) por una alta estabilidad química respecto a diferentes acciones químicas.

80. Llena la matriz (el fragmento) del sistema periódico con todos los símbolos de metales que conoces.



CAPÍTULO III

¿Qué conocimientos tienes en el campo de la tecnología química?

§ 1. ¿Qué conoces sobre la obtención de los productos químicos más importantes?

En todos los tiempos la cuestión: qué materiales se deben crear y qué propiedades se les deben impartir, ha sido y siempre será inseparable de la cuestión de por cuál método realizar este problema. Las respuestas a semejante cuestión de primordial importancia las da la tecnología, o sea, la ciencia sobre la producción industrial.

Académico *N. M. Zhávoronkov*

1. El proceso de obtención del ácido nítrico en la industria incluye varias etapas:

   (1) preparación de una mezcla de amoníaco y aire;

   (2) oxidación del amoníaco a óxido de nitrógeno (II);

   (3) oxidación del óxido de nitrógeno(II) a óxido de nitrógeno (IV);

   (4) absorción del óxido de nitrógeno (IV) por el agua y obtención de HNO_3.

   En el aparato de contacto, en presencia de catalizador, se desarrolla la etapa . . . . Esta reacción es

   (a) endotérmica;

   (b) exotérmica.

En la torre de absorción el agua entra desde arriba y la mezcla gaseosa desde abajo. La etapa . . . del proceso en un exceso de oxígeno se describe por la ecuación de la reacción química . . . .

2. Durante la obtención de HNO_3 en la industria la reacción que transcurre en la torre de oxidación se desarrolla
   (1) con absorción de calor;
   (2) con desprendimiento de calor.

3. En la mezcla para la obtención del óxido de nitrógeno (II) con catalizador de platino la relación entre los moles de amoníaco y de hidrógeno 1:2 es óptima. El oxígeno en esta mezcla se encuentra
   (1) en cantidad insuficiente;
   (2) en exceso;
   (3) en correspondencia con la relación estequiométrica de los componentes iniciales.

4. Durante la producción del ácido sulfúrico por el método de contacto se utiliza diferente materia prima que contiene azufre: pirita, azufre nativo, gases sulfurosos, desechos de metalurgia no ferrosa, sulfuros de metales no ferrosos. Al calcinar la pirita en lecho fluidizado el proceso químico viene expresado por la ecuación . . . . En el aparato de contacto, en presencia de catalizador, a la temperatura de 450 °C se desarrolla el proceso . . . . Actualmente, como catalizador se emplea . . . . En la torre de

absorción tiene lugar la absorción del óxido de azufre (VI) por el ácido sulfúrico concentrado y la formación del producto básico . . . .

5. Supongamos que el lector dispone de disolución al 96% de ácido sulfúrico cuya densidad es de 1,84 g/cm³. Para obtener 500 g de disolución con la fracción en masa del ácido sulfúrico igual a 5% será necesario mezclar

(1) 495 cm³ de H_2O y 5 cm³ de H_2SO_4;
(2) 474 cm³ de H_2O y 14 cm³ de H_2SO_4;
(3) 474 cm³ de H_2O y 26 cm³ de H_2SO_4;
(4) 475 cm³ de H_2O y 25 cm³ de H_2SO_4.

6. Para la síntesis del amoníaco, como materia prima inicial se utiliza la mezcla de nitrógeno e hidrógeno. En la columna de síntesis los gases reaccionan a temperatura elevada, en presencia de catalizador y a alta presión de acuerdo con la ecuación de la reacción . . . .
Las condiciones de la realización de la reacción en la columna de síntesis son las siguientes: la temperatura . . ., la presión . . . y el catalizador . . . .
El rendimiento (%) del producto fundamental, es decir, del amoníaco, constituye:

(1) de 10 a 20;
(2) de 30 a 40;
(3) de 50 a 60;
(4) de 70 a 80.

7. El ácido fosfórico se obtiene a partir de la fosforita de acuerdo con la reacción
$Ca_3(PO_4)_2 + \ldots \rightarrow CaSO_4\downarrow + \ldots .$

8. El fosfato de calcio natural sirve de materia prima inicial para la obtención del fósforo en hornos eléctricos especiales, por calentamiento de éste junto con la arena y el carbón. La ecuación total del proceso es:

$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C = \dots$

9. En la industria, el ácido clorhídrico se obtiene por el método sintético y por el de sulfato. En el primer caso el cloruro de hidrógeno se forma como resultado de la reacción entre . . . y . . ., en el segundo, de acuerdo con la reacción . . . .

10. La obtención del silicio en la industria se realiza reduciendo el dióxido de silicio mediante el carbón en hornos eléctricos. Los productos de reacción son:

(1) Si;
(2) Si y CO_2;
(3) Si, CO_2 e impureza de SiC;
(4) SiO, CO e impureza de SiC.

11. Uno de los productos más importantes de la industria química —la sosa— se produce por el método de Solvay, basado en la reacción del cloruro de sodio con el amoníaco y el dióxido de carbono. En este caso se obtiene

(1) NH_4HCO_3;
(2) $NaHCO_3$;
(3) NH_4Cl;
(4) $(NH_4)_2CO_3$.

que se somete a filtrado y, por calentamiento, se transforma en sosa calcinada (carbonato de sodio anhidro) de acuerdo con la reacción . . . .

12. La obtención industrial de la potasa, o sea, del carbonato de potasio, se realiza por distintos procedimientos:

(1) a partir de la ceniza de madera;
(2) por carbonización de la lejía potásica;
(3) directamente a partir de las sales de potasio;
(4) por el método de formiato.

El proceso de obtención de la potasa descrito por la ecuación de la reacción $2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$ pertenece al método . . . .

13. El boro encuentra una amplia aplicación en la técnica moderna. Este elemento se obtiene reduciendo el óxido de boro (III) por el método térmico de magnesio:

$B_2O_3 + 3Mg =$ . . . .

El óxido de boro (III) se obtiene por descomposición:

(1) de boranos;
(2) de ácido bórico;
(3) de bórax;
(4) de sales cálcicas de ácidos polibóricos.

14. Las más variadas ramas de la industria son consumidores del hidróxido de sodio

(de la sosa cáustica). El hidróxido de sodio se obtiene por diferentes métodos:

(1) por electrólisis de la disolución de sal común (empleando cátodos de hierro y ánodos de grafito);
(2) por electrólisis de la disolución de sal común (empleando cátodo de mercurio);
(3) por calentamiento de la disolución de sosa con lechada de cal;
(4) por el método de ferrita.

El método de obtención de NaOH conocido ya por los alquimistas es . . ., y su ecuación de la reacción es . . . .

15. El superfosfato se obtiene tratando con ácido sulfúrico los concentrados de apatita o las fosforitas naturales — triturados previamente — según el esquema

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = \dots$

16. El superfosfato doble, un abono con el contenido de fósforo más alto que en el superfosfato, se obtiene tratando la fosforita con ácido fosfórico, de acuerdo con el esquema:

$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = \dots$

17. El abono fosfórico concentrado llamado precipitado, que se disuelve bien en ácidos orgánicos, se obtiene por neutralización del ácido fosfórico mediante el hidróxido de potasio, de acuerdo con

el esquema

$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 =$ . . . .

18. La neutralización del ácido fosfórico por medio del amoníaco da la posibilidad de obtener un abono valioso:

(1) salitres;
(2) «ammofos»;
(3) harina de hueso;
(4) harina de fosforita.

19. Durante la neutralización de 10 l de disolución al 20% de amoníaco ($\rho \approx 1$ g/cm^3) con el ácido nítrico se forma salitre amoniacal cuya masa (kg) es igual, aproximadamente, a

(1) 2,1;
(2) 4,2;
(3) 9,4;
(4) 18,8.

20. En la industria, el hidrógeno se obtiene, principalmente, a partir del metano natural; el método se basa en la conversión del vapor de agua y en la del oxígeno del metano:

$CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$;
$2CH_4 + O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2$,

con la subsiguiente oxidación catalítica del CO mediante el vapor de agua de acuerdo con el esquema . . . .

§ 2. ¡Cómo se obtienen los metales!

Cuando se procede a hablar acerca de los problemas de la materia prima, pronto, el centro de gravedad se transpone a la discusión de cómo resultan las cosas con los metales. En este caso es muy oportuno decir: ¡preocupémonos por los metales!

Siegfried Poller

1. La obtención de los metales a partir de las menas es la tarea de la metalurgia. Según sean los métodos de obtención de los metales se diferencian:

   (a) la pirometalurgia;
   (b) la metalotermia;
   (c) la hidrometalurgia;
   (d) la electrometalurgia.

   Analiza los ejemplos aducidos a continuación e indica el tipo del proceso metalúrgico:

Método de obtención del metal	Tipo del proceso
(1) Obtención de metales con la ayuda de la electrólisis	. . .
(2) Reducción de metales a partir de sus compuestos por otro metal más activo	. . .
(3) Obtención de metales a partir de las menas con la ayuda de las reacciones de reducción a altas temperaturas	. . .
(4) Obtención de metales a partir de las disoluciones de sus sales	. . .

2. Metales de pureza lo suficientemente alta se obtienen por el método de hidro-

genotermia. A este método pertenece la obtención del metal por la reacción

(1) $ZnO + C = Zn + CO$;
(2) $TiCl_4 + 2Mg = Ti + 2MgCl_2$;
(3) $MoO_3 + 3H_2 = Mo + 3H_2O$;
(4) $CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4$.

3. La afinación del cobre o del níquel por electrólisis pertenece al siguiente método de obtención del metal:

(1) metalotermia;
(2) electrometalurgia;
(3) aluminotermia;
(4) hidrogenotermia.

4. El mineral más importante que contiene cerca de 7 % de litio es el espodúmeno $Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2$. La última etapa de producción del litio es la electrólisis de su cloruro. La transformación del espodúmeno en LiCl pasa por varias etapas. Representa en forma de esquema de la reacción cada una de las etapas.

Etapa del proceso	Esquema de la reacción
(1) Tratamiento del mineral desmenuzado con ácido sulfúrico	...
(2) Lixiviación del sulfato de litio con agua y la precipitación del carbonato	...
(3) Transformación del carbonato en cloruro	...
(4) Descomposición electrolítica de la masa fundida de LiCl (en su mezcla con KCl)	...

5. ¿Qué metal no se puede obtener en forma pura a partir de su óxido recurriendo a la reducción con hidrógeno:

(1) volframio; (3) calcio;
(2) hierro; (4) molibdeno?

6. Para la obtención de metales a partir de sus óxidos en la industria como reductores se utilizan . . . .

7. Para la obtención del potasio metálico no se puede utilizar el método que consiste en lo siguiente:

(1) en el desplazamiento del potasio a partir de KCl fundido mediante el sodio;
(2) en la electrólisis de la masa fundida KCl — NaCl con la obtención de una aleación de sodio y potasio y con la separación del potasio por destilación;
(3) en la reducción de KCl durante su calentamiento a vacío con aluminio;
(4) en la electrólisis de la masa fundida de cloruro de potasio.

8. Durante la electrólisis de la masa fundida de 234 g de cloruro de sodio se forma sodio metálico cuya masa (g) es:

(1) 23; (3) 69;
(2) 46; (4) 92.

9. Los minerales naturales son: la bauxita, la cuprita, el yeso, la dolomía y la pirita. El magnesio se puede obtener a partir de . . . .

10. En la industria, el magnesio con alto grado de pureza se obtiene por descomposición electrolítica

(1) de la masa fundida de $Mg(OH)_2$;
(2) del agua de mar que contiene Mg^{2+};
(3) de la masa fundida de $MgCl_2$;
(4) de la masa fundida de la dolomía.

11. El magnesio es el segundo elemento metálico en cuanto a su contenido en el agua de mar. La separación del magnesio a partir del agua de mar incluye varios procesos cada uno de los cuales puede representarse por el esquema correspondiente de la reacción.

Proceso	Esquema de la reacción
(1) Precipitación del Mg^{2+} en forma de hidróxido mediante cal viva	. . .
(2) Tratamiento del precipitado separado por una mezcla de disoluciones de HCl y H_2SO_4	. . .
(3) Separación de la disolución obtenida de cloruro de magnesio de la impureza de Ca^{2+} precipitada en forma de sulfato	. . .
(4) Concentración por evaporación de la disolución de cloruro de magnesio y electrólisis de su masa fundida	. . .

12. Durante la electrólisis de la masa fundida del cloruro de calcio se separan: en el cátodo . . ., y en el ánodo . . . .

13. Durante la electrólisis de la disolución de hidróxido de potasio utilizando los electrodos de carbón en el ánodo se han obtenido 500 cm^3 de gas. ¿Qué sustancia y en qué cantidad se separará en el cátodo:

(1) potasio, 0,87 g; (3) hidrógeno, 500 cm^3;
(2) potasio, 1,75 g; (4) hidrógeno, 1000 cm^3?

14. Durante la producción del aluminio se somete a electrólisis la masa fundida de:

(1) bauxita ($Al_2O_3 \cdot H_2O$);
(2) alúmina (Al_2O_3);
(3) criolita (Na_3AlF_6);
(4) Al_2O_3 en criolita.

15. A continuación se exponen los nombres y la composición de las menas de aluminio. ¿Cuáles serán las composiciones de estas menas representadas como fórmulas químicas?

Nombre de la mena	Fracción en masa, % de Al_2O_3	de H_2O	Fórmula química
(1) Hidrargilita	65,3	34,7	. . .
(2) Diásporo	85,0	15,0	. . .

16. Al someter a electrólisis 1 t de Al_2O_3 se puede obtener aluminio metálico con una masa (kg) de:

(1) 265; (3) 795;
(2) 530; (4) 1000.

17. Para la fundición del aluminio en los hornos eléctricos se hace uso de la criolita. La criolita artificial puede obtenerse tratando la mezcla que contiene 1 mol de $Al(OH)_3$ y 3 moles de NaOH con ácido fluorhídrico. La ecuación de esta reacción es . . . .

18. Los minerales más difundidos que contienen cinc son la calamina (carbonato de cinc de fórmula química . . .) y la blenda de cinc (de fórmula química . . .). La obtención del cinc a partir de estos minerales se describe por las siguientes ecuaciones de las reacciones químicas: . . . .

19. El cobre se obtiene a partir del mineral malaquita por las reacciones . . . y. . . .

20. Uno de los métodos de obtención del cobre a partir de la mena que contiene este metal en forma de sulfuro de cobre (I) es el siguiente. Primeramente, la mena se somete a calcinación en una corriente de aire, desarrollándose en este caso la reacción . . . . Seguidamente, la mena calcinada se mezcla con una cantidad dos veces menor de mena sin calcinar, sometiendo la mezcla obtenida a calcinación sin acceso de aire. La ecuación de la reacción del proceso es . . . .

21. Para la obtención del cobre se utiliza la mena que contiene el mineral calcopirita $CuFeS_2$. ¿Qué masa (g) de cobre metálico se puede obtener a partir de 1 kg de este mineral, suponiendo que

el proceso pirometalúrgico se desarrolla con un rendimiento igual al 100%:

(1) 173; (3) 519;
(2) 346; (4) 692?

El proceso pirometalúrgico de obtención del cobre puede expresarse por la reacción total . . . .

22. Valiéndose de la electrólisis es posible realizar la afinación de los metales. ¿Qué ánodo se debe utilizar al obtener cobre electrolíticamente puro si se somete a electrólisis el cloruro de cobre (II):

(1) Pt;
(2) C;
(3) Ni;
(4) Cu?

23. Al reducir totalmente con hidrógeno 79,5 g del polvo de óxido de cobre(II) se formó cobre metálico con una masa (g) de:

(1) 32,75; (3) 63,5;
(2) 39,75; (4) 79,5.

24. ¿Cuál es la fracción en masa de los metales en la mezcla después de la reducción térmica de 31,9 g de la mezcla de óxido de cobre (II) y de óxido de hierro(III), si como resultado se formaron 9 g de agua:

(1) 22% de Cu y 78% de Fe;
(2) 11% de Cu y 89% de Fe;
(3) 50% de Cu y 50% de Fe;
(4) 75% de Cu y 25% de Fe?

25. Durante la electrólisis de la disolución de sulfato de cobre en los electrodos inertes se separan:

(1) Cu, SO_2;
(2) Cu, O_2;
(3) Cu, H_2;
(4) H_2,O_2.

26. ¿Cuál es la composición principal expresada en fórmulas químicas de las menas de hierro enumeradas a continuación?

Mena	Fórmula
(1) Limonita	. . .
(2) Hematites	. . .
(3) Magnetita	. . .
(4) Siderita	. . .

27. ¿De qué mena es más ventajoso extraer el hierro:

(1) de la hematites; (3) de la limonita;
(2) de la magnetita; (4) de la siderita?

28. ¿Qué masa (kg) de hematites roja que contiene el óxido de hierro(III) (su fracción en masa es de 78% y el resto son impurezas ajenas) se necesitará para obtener 1 t de aleación con la fracción en masa del hierro igual a 95%:

(1) 950; (3) 1600;
(2) 1357; (4) 1740?

29. El hierro se obtiene a partir de las menas por reducción de sus óxidos con coque y con óxido de carbono(II) en altos hornos. En este caso se produce el hierro colado que, además del hierro, contiene como impurezas . . . .

30. El quimismo de la reducción del hierro a partir del óxido de hierro (III) en el proceso realizado en altos hornos se puede representar en forma de cuatro etapas principales a las cuales corresponden las siguientes ecuaciones de las reacciones:

Etapa del proceso	Ecuación de la reacción
(1) Formación del óxido de hierro (II, III)	. . .
(2) Reducción a óxido de hierro (II)	. . .
(3) Reducción a hierro metálico por el óxido de carbono (II)	. . .
(4) Reducción a hierro metálico por medio de coque	. . .

31. Durante la reducción del hierro a partir de la mena pueden reducirse parcialmente las impurezas contenidas en la mena. Escribe las ecuaciones de las reacciones de reducción de las siguientes sustancias:

(1) $SiO_2 + C \rightarrow$ . . . ;
(2) $MnO + C \rightarrow$ . . . ;
(3) $Ca_3(PO_4)_2 + C \rightarrow$ . . . .

32. En la mena inicial, como impureza, está presente habitualmente el azufre en forma de compuestos $CaSO_4$ o FeS_2. En el proceso de reducción del hierro el azufre se transforma

(1) en SO_2;
(2) en H_2S;
(3) en CS_2;
(4) en FeS.

33. El gas que sale del alto horno se denomina gas del tragante o gas del alto horno. El gas del tragante tiene la siguiente composición en las fracciones en volumen: 32,0% de CO; 14,0% de CO_2 y 54,0% de N_2. ¿Cuántos metros cúbicos de aire se necesitarán para la combustión de 1 m^3 de este gas:

(1) 0,16; (3) 0,8;
(2) 0,32; (4) 1,6?

34. El en método Bessemer de obtención del acero como oxidantes intervienen . . ., y como reductores, ...

35. Durante la obtención del acero en la producción por el método Martin la eliminación por «quema» de las impurezas a partir del hierro colado tiene lugar a costa de la oxidación del silicio por medio del óxido de hierro (III), de acuerdo con la reacción . . . .

36. En los convertidores Thomas durante la transformación de hierro colado con alto contenido de fósforo este último se evacua a la escoria. Para lograrlo, a la carga del convertidor se añade cal calcinada . . . . La eliminacción del fósforo encuentra su reflejo en la ecuación de la reacción . . . .

37. En el acero dulce (hierro maleable) la fracción en masa (%) del carbono constituye

(1) de 4 a 4,5; (3) desde 0,3 hasta 1,7;
(2) cerca de 1,7; (4) menos de 0,3.

38. Durante la producción del hierro colado en el alto horno para cada 1000 t de mena se gastan cerca de 180 t de caliza. Por cuanto en este caso se forman 350 t de escoria, aproximadamente, la fracción en masa (%) de la impureza en la mena constituirá:

(1) 10; (3) 25;
(2) 18; (4) 35.

39. Uno de los métodos de obtención de metales purísimos es la síntesis de carbonilos de metales con su subsiguiente descomposición. En el caso de purificación del acero estos procesos se expresan en forma del siguiente esquema:

$$\underset{\text{(no purificado)}}{Fe + \ldots} \xrightarrow{T} \ldots \xrightarrow{T} \underset{\text{(purificado)}}{Fe + \ldots} .$$

40. En la metalurgia de los polvos el polvo de hierro se obtiene por descomposición del pentacarbonilo de hierro. Para obtener 2 kg de hierro en polvo se necesita la siguiente masa (kg) del pentacarbonilo de hierro:

(1) 7; (3) 5;
(2) 3; (4) 1.

41. El método de aluminotermia que consiste en reducir metales a partir de sus óxidos dando fuego a la mezcla de estos óxidos junto con polvo de aluminio, fue descubierto a finales del siglo pasado por el conocido químico ruso . . . .

42. Por el método de aluminotermia se obtiene

(1) Mg;
(2) Cu;
(3) Cr;
(4) K

metálico.

43. ¿Qué sustancias es necesario tomar para la obtención del cromo por el método de aluminotermia:

(1) Cr, Al_2O_3;
(2) Cr, Al;
(3) Cr_2O_3, Al_2O_3;
(4) Cr_2O_3, Al?

44. La ecuación de la reacción para la obtención del cromo por el método de aluminotermia es . . . .

45. Para obtener 39 g de cromo a partir de su óxido empleando el método de aluminotermia es necesario tomar una muestra pesada de aluminio con la masa (g) igual a

(1) 10,125; (3) 27;
(2) 20,25; (4) 40,5.

46. La mena más difundida para la obtención del cromo es . . . cuya fórmula es . . . .

47. La fracción en masa (%) del cromo en el ferrocromo obtenido por reducción de la cromita constituye

(1) 96; (3) 48;
(2) 65; (4) 32.

48. Uno de los procedimientos industriales para la producción del calcio metálico es la calcinación del óxido de calcio junto con el aluminio metálico a vacío profundo. Desde el punto de vista teórico, para la obtención por este método de 100 kg de calcio se debe gastar la siguiente cantidad (kg) de aluminio:

(1) 135; (3) 45;
(2) 67,5; (4) 22,5.

49. En la naturaleza se encuentra el mineral eritrina $Co_3(AsO_4)_2 \cdot 8H_2O$. que es producto de meteorización de la cobaltina (cobalto brillante CoAsS) y de los arseniuros de cobalto y níquel. A partir de esta mena se obtiene cobalto. Para la producción de 1 kg de cobalto es necesario transformar . . . kg de esta mena (las pérdidas en la producción se pueden despreciar).

50. Al reducir 1,82 g de óxido de vanadio mediante el calcio metálico se obtuvieron 1,02 g de vanadio puro. La fórmula del óxido de vanadio es . . ., y la ecuación de la reacción de reducción es . . . .

51. ¿Qué método de obtención de metales (o de su purificación) no puede emplearse para obtener metales con un grado de pureza muy alto:

(1) fusión por zonas;
(2) refusión en el vacío;
(3) descomposición de los compuestos volátiles de los metales;

(4) reducción electrotérmica de los metales?

52. A través de las disoluciones —conectadas en serie al circuito de corriente continua— de nitrato de plata, de sulfato de cobre(II) y de cloruro de oro (III) se dejó pasar la corriente eléctrica de 5 A de intensidad durante 20 min. La masa (g) de los metales depositados en los cátodos constituyó:

(1) Ag, 1; Cu, 1; Au, 1;
(2) Ag, 3,35; Cu, 1; Au, 2;
(3) Ag, 6,7; Cu, 2; Au, 4;
(4) Ag, 6,7; Cu, 4; Au, 12.

53. El titanio, el metal más importante para la técnica moderna, se obtiene a partir de las menas de titanio beneficiadas, tratándolas con el fin de separar el dióxido de titanio TiO_2. El dióxido separado se transforma en cloruro de titanio (IV) valiéndose de carbono y cloro, de acuerdo con la reacción . . . . Seguidamente, se emplea el método de obtención industrial del titanio elaborado en 1940 que recibió el nombre de método

(1) hidrogenotérmico;
(2) magnesiotérmico;
(3) electrolítico;
(4) aluminotérmico.

El proceso se desarrolla de acuerdo con la reacción . . . .

54. El mineral principal que contiene plomo es la galena PbS. El plomo se obtiene en dos etapas: por calcinación según el esquema . . . y por interacción del producto de reacción con el coque y el oxígeno . . . .

55. El mineral casiterita sirve de material inicial para la obtención del estaño:

(1) por reducción con el carbono;
(2) por magnesiotermia;
(3) por electrólisis;
(4) por hidrogenotermia.

La ecuación de la reacción de este proceso es . . . .

56. Las menas beneficiadas de volframio que contienen $CaWO_4$ ó $FeWO_4$ se transforman en H_2WO_4, descomponiendo este último compuesto a óxido de volframio (VI). A las temperaturas del orden de 1000 °C el óxido de volframio se reduce con el hidrógeno de acuerdo con la reacción . . . .

57. Los metales que se encuentran en estado nativo son:

(1) Ca;
(2) Mg;
(3) Ga;
(4) Ag.

58. El manganeso en forma de manganeso silícico se obtiene de acuerdo con la siguiente reacción:

(1) $MnO_2 + 2C \xrightarrow{T} Mn + 2CO$;
(2) $MnO_2 + Si \rightarrow Mn + SiO_2$;

(3) $3Mn_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Mn + 4Al_2O_3$;

(4) $2MnSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} 2Mn +$
$+ O_2\uparrow + 2H_2SO_4$.

59. La tostación del mineral cinabrio . . . lleva a la obtención del mercurio según el esquema . . . .

60. Uno de los métodos para extraer el oro a partir de la mena es el de cianuro. Su esencia viene expresada por las siguientes ecuaciones de las reacciones químicas:

(1) $4Au + 8KCN + O_2 + 2H_2O =$
$= \ldots + 4KOH$;

(2) $\ldots + Zn = K_2[Zn(CN)_4] + 2Au$.

61. El primer manual de metalurgia en Rusia fue publicado por el científico

(1) P. P. Anósov;
(2) I. P. Bardin;
(3) M. V. Lomonósov;
(4) D. K. Chernov.

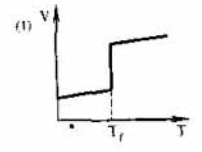
§ 3. Materiales de construcción modernos: el vidrio y el hormigón

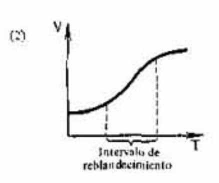
Para el día de hoy la parte de los artículos de silicatos en el volumen total de la producción industrial es bastante grande. Además, están aún lejos de agotarse las diversas posibilidades para la elaboración y el mejoramiento de la materia prima de silicatos.

A. Hütter

1. Los vidrios de silicatos representan
(a) cuerpos cristalinos;
(b) cuerpos amorfos.

¿Cuál de los gráficos corresponde a la variación de su volumen V con la temperatura T en el proceso de calentamiento?





2. En la composición del vidrio común entran:

   (1) Na_2O; SiO_2;
   (2) Na_2O, CaO, SiO_2;
   (3) K_2O, CaO, SiO_2;
   (4) Na_2O, CaO, SiO_2, B_2O_3, Al_2O_3.

3. El proceso de obtención del vidrio común viene expresado por la siguiente ecuación química: . . . .
4. Al producir el vidrio, a veces, la sosa se sustituye por la meczla más barata de sulfato sódico y carbón. En este caso, la reacción se desarrolla de acuerdo con el esquema . . .
5. Para la producción de la vajilla de mesa se utiliza vidrio cuya composición en fracciones en masa es: 75 % de SiO_2, 9,0 % de CaO y 16 % de Na_2O. En esta clase de vidrio a 1 mol de CaO corresponden . . . mol de Na_2O y . . . mol de SiO_2. La composición química de

este vidrio puede expresarse por la fórmula . . . .

6. Para la obtención de tela de vidrio se utiliza vidrio que contiene, en fracciones en masa (%):

Sílice	54
Alúmina	14
Óxido de boro	10
Óxido de calcio	16
Óxido de magnesio	4,0
Óxido de sodio	2,0

Al disponer los componentes señalados según el crecimiento de sus fracciones molares, es posible expresar la composición química del vidrio con la fórmula . . . .

7. Para la obtención del vidrio de color en la carga inicial se introducen aditivos: el óxido de cobalto (II), el óxido de manganeso (II), los compuestos del hierro (II), el óxido de cromo (III). ¿La adición de qué óxido determina el color del vidrio?

Color del vidrio	Aditivo
(1) Azul	. . .
(2) Verde-esmeralda	. . .
(3) Violeta	. . .
(4) Verde	. . .

8. El carbonato de sodio imprescindible en la producción del vidrio, prácticamente, no se encuentra en la naturaleza. Éste se obtiene por métodos industriales a partir del cloruro de sodio. El primer procedimiento industrial de

17—01128

obtención de la sosa a partir del cloruro de sodio fue elaborado por Leblanc en 1789. La sal común se sometía primero a tratamiento con ácido sulfúrico concentrado, luego, el producto obtenido se mezclaba con caliza y carbón y fundía en el horno. La sosa se extraía de la aleación enfriada por lixiviación mediante el agua. De este modo, el proceso descrito se puede representar en forma de tres etapas principales por medio de las ecuaciones . . . .

9. Lo sosa que se utiliza en la producción del vidrio puede obtenerse también por el método de amoníaco (*método Solvay*). En este caso el proceso, asimismo, se desarrolla en tres etapas:

   (1) la disolución concentrada de cloruro de sodio se satura de amoníaco y, después, se deja pasar a través de ésta, bajo presión, el óxido de carbono (IV);
   (2) el hidrocarbonato de amonio formado entra en reacción de intercambio con el cloruro de sodio;
   (3) el precipitado obtenido del hidrocarbonato de sodio se separa por filtración y, seguidamente, se somete a calcinación.

   Las ecuaciones de las reacciones expuestas son . . . .

10. Las disoluciones de hidróxido de sodio se conservan en recipientes de plástico, y no de vidrio, por cuanto el vidrio in-

cluye en su composición . . . que reacciona con NaOH por la reacción . . . .

11. El proceso de decapado del vidrio por medio del ácido fluorhídrico se puede expresar mediante la ecuación . . . .

12. El vidrio para la fabricación de lentes ópticas y cristal decorativo se obtiene sustituyendo CaO en la composición de la carga del vidrio común por

(1) CoO;
(2) B_2O_3;
(3) Mo_2O_3;
(4) PbO.

13. Hace relativamente poco se han creado vidrios fototropos los cuales, bajo la acción de la luz, se enturbian o toman cierta coloración, pero en un local mal iluminado retornan al estado inicial. Semejante vidrio contiene suspensión coloidal en forma de AgCl o AgBr que son sensibles a la luz y se descomponen bajo su acción:

(1) la reacción a la luz es . . .;
(2) la reacción en la oscuridad es . . . .

14. El vidrio de silicatos con aditivos de $Na_2B_4O_7$ ó H_3BO_3 posee estabilidades térmica y química elevadas; este vidrio lleva el nombre de . . . y su composición en fracciones en masa (%) es:

SiO_2	81	CaO	0,5
$Al_2O_3 + Fe_2O_3$	2	Na_2O	4,5
. . .	12		

15. Un material aglutinante de amplio uso es el cemento común (o el cemento portland). En su composición entran los siguientes componentes principales:

(1) $Ca(OH)_2$, SiO_2, H_2O;

(2) $CaSO_4 \cdot 5H_2O$, $CaSO_4$;

(3) CaO, SiO_2, Al_2O_3;

(4) $MgCl_2$, MgO.

16. Como materia prima principal de la industria de materiales de construcción intervienen . . ., . . ., . . .,.
Su composición principal puede expresarse, respectivamente, por las fórmulas . . ., . . ., ...

17. Para obtener cemento la mezcla finamente triturada de caliza con arena y arcilla (así como con una cantidad pequeña de óxido de hierro (III) como catalizador) se somete a calcinación en un horno rotatorio especial. En este caso se forma una masa granulada sinterizada que se denomina . . . y que es producto semiacabado que se tritura en molinos de bolas para obtener el producto final. El proceso de calcinación puede representarse en forma de la reacción . . . .

18. El componente principal del cemento de alúmina es el aluminato de calcio $Ca(AlO_2)_2$. El proceso de fraguado de este cemento viene condicionado, por excelencia, por la hidratación del metaaluminato con la separación simultá-

nea del hidróxido de aluminio, de acuerdo con la ecuación de la reacción . . . .

19. La composición mineralógica del cemento portland se forma, principalmente, de los compuestos . . ., . . . y . . ., así como, en parte, de . . . . El fraguado del cemento viene condicionado por las reacciones . . . .

20. Las propiedades más importantes del cemento son:

(1) resistencia mecánica;
(2) insolubilidad en agua;
(3) resistencia al frío;
(4) capacidad de absorción de los sonidos;
(5) baja conductibilidad térmica;
(6) conductibilidad eléctrica.

El enunciado . . . es erróneo.

21. La tecnología de producción del cemento incluye tres etapas principales:

. . . → . . . → . . . → Cemento.

¿En qué secuencia deben incluirse en el esquema las etapas del proceso tecnológico enumeradas a continuación?

(1) Tostación de la roca de caliza y arcilla o de la mezcla de arcilla con caliza;
(2) trituración del clínquer en los molinos de bolas reduciéndolo a polvo fino;
(3) preparación de la meczla de materia prima.

22. El cemento de magnesio estable a la acción de ácidos y álcalis se fabrica a partir de la mezcla do una disolución concentrada de $MgCl_2$ (al 30%, aproximadamente) y de MgO previamente calcinado. Durante el endurecimiento de este cemento se forma un polímero inorgánico de composición ... .

23. La mezcla de cemento con arena y grava se denomina . . ., y el material obtenido al introducir en éste una armazón de barras de hierro lleva el nombre de . . . .

24. Para preparar el hormigón que se emplea en la fortificación y en la construcción durante el invierno se utiliza

(1) el cemento de alúmina;
(2) el cemento de magnesio;
(3) el cemento portland;
(4) el cemento puzolánico.

25. Se denominan hormigones las mezclas formadas por cemento y relleno natural o artificial con partículas de diversos tamaños y agua. El hormigón se puede clasificar

(a) por su densidad;
(b) por su composición (clase de relleno);
(c) por el método de elaboración;
(d) por el empleo.

Señala el principio de la clasificación (a—d) para cada clase de hormigón enumerada a continuación:

Clase de hormigón	Principio de la clasificación
(1) Para revestimiento, para pavimento, para la protección contra la irradiación	. . .
(2) Con arena de cuarzo, hormigón vibrado y prensado, hormigón colado	. . .
(3) Ligero, pesado, muy pesado	. . .
(4) Con relleno ligero (hormigón de piedra pómez, celular), con arena de cuarzo, de grava, de escorias (de carbonilla)	. . .

26. El hormigón armado que es el material principal de construcción en las obras de construcción modernas posee las siguientes propiedades:

(1) alta resistencia a la compresión y a la tracción;
(2) buena moldeabilidad;
(3) altas características aislantes;
(4) el precio relativamente bajo.

La siguiente propiedad del hormigón armado: . . ., se utiliza para la construcción de bóvedas de paredes delgadas de gran diámetro.

CAPÍTULO IV

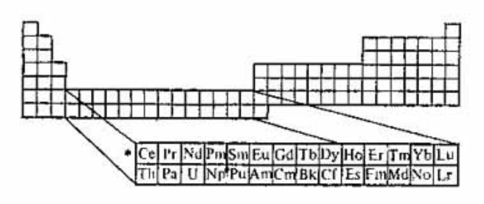
Comprueba tus conocimientos con los tests combinados

¿Acaso existe un ámbito de artes mecánicas que no necesite conocimientos de química? ... Si la humanidad tuviera que elegir entre todas las ciencias solamente tres y, además, haciéndolo con arreglo a nuestras necesidades, sería conveniente, entre todas las ciencias, dar preferencia a la mecánica, a la historia natural y a la química.

Denis Diderot (1713—1784)

1. La serie (*) de elementos representada en la figura lleva el nombre de:

   (I) actínidos; (II) lantánidos.



   Todos los elementos de esta familia pertenecen:

   (1) a los elementos *s*;
   (2) a los elementos *p*;
   (3) a los elementos *d*;
   (4) a los elementos *f*.

En estado libre éstos representan . . . típicos y en los compuestos acusan el siguiente número de valencia o de oxidación más característico:

(a) + 1; (c) + 3;
(b) + 2; (d) + 4.

A medida que aumenta la carga del núcleo el tamaño de los átomos de estos elementos

(a′) aumenta;
(b′) disminuye;
(c′) queda invariable;
(d′) aumenta y, después, disminuye.

Este fenómeno se denomina . . . .

2. La fracción en masa del oxígeno en un óxido de cierto metal es de 22,55%, en el otro óxido, 50,48%. La masa atómica relativa del metal es de . . ., este metal es . . . . La fórmula del primer óxido es . . ., y del segundo, ...
3. Durante la reacción de la muestra de 1,287 g de sosa cristalina con el de ácido clorhídrico en exceso se liberaron 100,8 cm³ de gas (las condiciones son normales). La fórmula del hidrato cristalino es:

(1) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$;
(2) $Na_2CO_3 \cdot 7H_2O$;
(3) $Na_2CO_3 \cdot H_2O$;
(4) Na_2CO_3.

4. Antiguo sabio, residente en Asia Central e Irán, famoso médico que vivió a fina-

les del primero y comienzos del segundo milenio de n.e., autor del libro *Canon de la Medicina* que ofreció la sinopsis de los conocimientos médicos y químico-farmacéuticos de aquella época, adversario de la alquimia y astrología. Su nombre es . . . .

5. ¿Cuál de los gases enumerados a continuación es el más pesado:

(1) Xe;
(2) O_3;
(3) NH_3;
(4) WF_6?

6. ¿Cuál de los gases enumerados a continuación se disuelve mejor que otros en el agua:

(1) amoníaco;
(2) sulfuro de hidrógeno;
(3) dióxido de carbono;
(4) nitrógeno?

7. ¿Cuál de las sustancias mencionadas a continuación interviene como veneno para el organismo humano incluso si se emplea en cantidades pequeñas:

(1) $MgSO_4 \cdot 7H_2O$;
(2) $HgCl_2$;
(3) $Na_2SO_3 \cdot 10H_2O$;
(4) $NaHCO_3$?

8. Para purificar el hidrógeno de la impureza del cloruro de hidrógeno lo mejor

es utilizar:

(1) H_2SO_4 (conc.);
(2) H_2O (líq.);
(3) CuO (sól.);
(4) KOH (disolución).

9. ¿Cuál de los compuestos es racional aplicar como abono potásico (sin tomar en consideración el precio de los compuestos mencionados):

(1) KCl;
(2) K_2SO_4;
(3) $KHSO_4$;
(4) KNO_3?

10. Qué masa de sustancia corresponde al número de Avogadro de moléculas:

(1) 4,4 g de CO_2;
(2) 17 g de NH_3;
(3) 36 g de H_2O;
(4) 49 g de H_2SO_4?

11. Los valores de los potenciales normales para algunos pares de oxidación-reducción son:

$2S_2O_3^{2-}/S_4O_6^{2-}$ $E_1^\circ = 0{,}17$ V;
$2I^-/I_2$ $E_2^\circ = 0{,}53$ V;
$2SO_4^{2-}/S_2O_8^{2-}$ $E_3^\circ = 2.05$ V.

Dispón los oxidantes de los pares dados en una serie de acuerdo con el crecimiento de la oxidabilidad: ... < ... < .... ¿En qué dirección se desarollarán las reacciones enumeradas a

continuación:

(1) $2I^- + S_4O_6^{2-} \ldots I_2 + 2S_2O_3^{2-}$;
(2) $2I^- + S_2O_8^{2-} \ldots I_2 + 2SO_4^{2-}$;
(3) $2S_2O_3^{2-} + S_2O_8^{2-} \ldots S_4O_6^{2-} + 2SO_4^{2-}$?

12. La mezcla de arena y de limaduras de hierro se puede separar

(1) por filtración;
(2) con ayuda de un imán;
(3) concentrando por evaporación;
(4) por sedimentación.

Uno de los componentes de esta mezcla se disuelve bien:

(a) en agua;
(b) en la disolución de HCl;
(c) en benceno;
(d) en tetracloruro de carbono,

con la particularidad de que en este caso se forma el compuesto cuya fórmula química es . . . .

13. El óxido de carbono (II) forma con el níquel un carbonilo volátil de composición . . . . Su temperatura de ebullición es de 43 °C. Para la formación del enlace en el carbonilo de níquel se utilizan los orbitales sp^3 del átomo de níquel. A base de estos datos confirma el carácter correcto de los siguientes enunciados, completándolos con explicaciones correspondientes:

(1) la molécula de carbonilo de níquel tiene estructura tetraédrica, por cuanto . . .;

(2) las moléculas de carbonilo de níquel están enlazadas entre sí por las fuerzas de Van der Waals, de evidencia de ello sirve . . .;
(3) en estado líquido el carbonilo de níquel no conduce la corriente eléctrica, por cuanto . . .;
(4) el carbonilo de níquel es insoluble en agua; esto se explica por el hecho de que . . . .

14. El carbonato de potasio funde a 890 °C sin descomposición, y el carbonato de plata se descompone ya a la temperatura de 220 °C. Esta diferencia se puede explicar

(1) por la gran acción deformante de Ag^+ (como elemento *d*) en comparación con K^+ (envoltura de gas inerte);
(2) por el hecho de que en el sistema pariódico Ag se encuentra en el subgrupo secundario, mientras que K se encuentra en el subgrupo principal del grupo I;
(3) por el hecho de que K es un metal químicamente mucho más activo que Ag;
(4) por el hecho de que el radio del ion Ag^+ es menor que el del ion K^+.

15. Estas son las fórmulas de los compuestos hidrogenados del calcio . . ., del telurio . . ., del germanio . . . y del bismuto . . . .
El carácter iónico lo tiene . . . .

16. Los siguientes óxidos pueden *presentar* desviaciones respecto a la composición estequiométrica:

(1) de hidrógeno; (3) de sodio;
(2) de azufre (IV) (4) de carbono(IV)

y los siguientes óxidos no las pueden tener:

(a) de hierro (II); (c) de praseodimio;
(b) de azufre (VI); (d) de potasio.

17. El alumno determinó la masa de sustancia como igual a 38,81 g. En la realidad, la masa de la muestra de esta sustancia era igual a 38,42 g. ¿Qué error (%) cometió el alumno en la determinación de la masa:

(1) 0,0104; (3) 0,400;
(2) 0,104; (4) 1,04?

18. Al depurar el agua valiéndose de resinas de intercambio iónico se obtiene

(1) agua destilada;
(2) agua privada de calcio;
(3) agua con concentración elevada de iones OH^-.

19. En los últimos años se ha realizado el análisis de las muestras del suelo lunar traídas por las estaciones lunares automáticas soviéticas. Se ha descubierto un gran parecido entre la composición de la corteza terrestre y la superficie lunar. Sin embargo, el contenido de algunos óxidos en las rocas basálticas de la sustancia lunar se diferencia con-

siderablemente de la composición de las rocas terrestres tanto en sentido mayor, como menor. ¿Cuál de las series de óxidos, dados a continuación, por su contenido en las rocas es la que diferencia fuertemente el suelo lunar del terrestre:

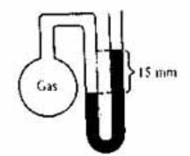
(1) CaO, SiO_2, MgO;
(2) TiO_2, FeO, Na_2O;
(3) TiO_2, SiO_2, MgO;
(4) Na_2O, SiO_2, CaO?

20. En siete ampollas de cuarzo de igual capacidad reducidas a vacío y conectadas a manómetros se han calentado hasta cierta temperatura constante unas muestras pesadas de sustancias. Después de registrar la presión creada en las ampollas, éstas se sometían a un enfriamento lento, determinando luego la composición del contenido. En seis am-

Número del experimento	Cantidad de sustancia (mol) en las ampollas antes y después del experimento				Presión, kPa
	$FeCO_3$	FeO	$MgCO_3$	MgO	
(1)	0,1	—	—	—	4254,6
(2)	0,2	—	—	—	4254,6
(3)	0,1	0,1	—	—	4254,6
(4)	—	—	0,1	—	$3{,}04 \cdot 10^{-1}$
(5)	—	—	0,2	—	$3{,}04 \cdot 10^{-1}$
(6)	—	—	0,1	0,1	$3{,}04 \cdot 10^{-1}$
(7)	0,1	0,1	0,1	0,1	
Después del experimento (7)	...	...	...	...	...

pollas antes y después del experimento la cantidad de sustancias no ha cambiado. Explica los resultados de seis experimentos (véase la tabla) e indica los datos del séptimo experimento.

21. El manómetro que tiene el extremo abierto (véase la figura) está conectado a un matraz lleno de gas y, a su vez, está lleno de mercurio. La diferencia entre los dos niveles es igual a 15 mm.



¿A qué es igual la presión (kPa) del gas en el matraz, si la presión atmosférica es de 101,3 kPa (1 mm de Hg = = 0,1333 kPa):

(1) 2,0; (3) 101.3;
(2) 99,3; (4) 103,3?

22. El cloruro de amonio durante su calentamiento se disocia en productos gaseosos de acuerdo con la ecuación . . . . En tres ampollas soldadas de 1 l de volumen cada una se encuentran 0,2 mol (*A*), 1 mol (*B*) y 2 mol (*C*) de cloruro de amonio, respectivamente.
Las ampollas se han calentado hasta la temperatura para la cual la presión en la ampolla *A* ha llegado a 33,43 kPa.

En estas circunstancias la presión en la ampolla *B* constituye . . . kPa y en la ampolla *C* . . . kPa.

23. Las ecuaciones de las reacciones de descomposición térmica de las sales de amonio se escribirán de la siguiente forma:

(1) $NH_4ClO_4 \xrightarrow{T} \ldots;$

(2) $(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{T} \ldots;$

(3) $(NH_4)_2S_2O_8 \xrightarrow{T} \ldots;$

(4) $NH_4NO_2 \xrightarrow{T} \ldots .$

24. 5,48 g de amalgama de sodio y aluminio se sometieron a tratamiento con el ácido clorhídrico en exceso. La sustancia que no se disolvió se filtró y se pesó. Su masa constituyó 4,02 g. La composición de la amalgama en fracciones en masa es igual a:

(1) 16,8% de Na, 9,8% de Al y 73,3% de Hg;
(2) 10,5% de Na, 16,1% de Al y 73,3% de Hg;
(3) la condición del problema contiene datos sobrantes, a saber, la masa de la sustancia no disuelta igual a 4,02 g, que no se utiliza en la resolución;
(4) la condición del problema carece de datos indispensables para la resolución, a saber, falta el volumen del hidrógeno desprendido y las condiciones en las cuales éste se midió.

25. Compara tres sales de composición $Me_2S_2O_x$, donde x representa tres números enteros pequeños, y Me, un metal alcalino. Entre los enunciados insertados a continuación:

(1) en el anión está presente el enlace O—O;

(2) en el anión está presente el enlace S—S;

(3) en el anión está presente el enlace S—O—S;

(4) la sal se forma durante la descomposición térmica del hidrosulfato;

(5) la sal se forma durante la oxidación anódica del hidrosulfato;

(6) la sal se forma durante la reacción de la disolución acuosa de sulfito con azufre;

(7) la disolución acuosa de la sal disuelve el bromuro de plata;

(8) la neutralización de la disolución acuosa de la sal por medio del hidróxido MeOH da lugar a la formación del sulfato Me_2SO_4;

(9) la sal en la disolución acuosa oxida Mn (II) a permanganato,

elige aquellos que se refieren a la sal en cuestión. En las fórmulas de las sales añade el subíndice al átomo de oxígeno.

Fórmula de la sal	Enunciado
Me_2S_2O . . .	. . .
Me_2S_2O . . .	. . .
Me_2S_2O . . .	. . .

A los enunciados de (4) a (9) corresponden las ecuaciones de las reacciones . . .

CAPÍTULO V

Trata tú mismo componer un test de química. ¡Cómo hacerlo!

Test (voz ingl.). Prueba que sirve para examinar o medir las aptitudes naturales o adquiridas... *Por ext.* Prueba en un sentido general.

Pequeño Larousse ilustrado

Ya en la introducción hemos hablado brevemente acerca de qué, en fin de cuentas, son los tests. Son tareas estandarizadas y los resultados de su cumplimiento permiten juzgar acerca de algunas características de la persona sometida a prueba, así como acerca de sus conocimientos, habilidades y determinados hábitos de trabajo. Los tests estandarizados que se construyen basándose en determinado material didáctico (por ejemplo, de la química) se suelen denominar *tests de aptitud*; dichos tests están destinados para evaluar el nivel del dominio de los conocimientos y habilidades en el estudio; los mismos dan la posibilidad de *medir* estos conocimientos, habilidades y hábitos.

Por regla general, durante la composición de los tests escritos se utilizan dos formas de introducción de la respuesta del alumno: *composición independiente (construcción) de la respuesta* y *método de respuesta a elección.*

La composición independiente de la respuesta por el propio alumno, en una serie de casos, puede implicar la falta de objetividad en la evaluación: cuanto más libre es la escritura de la respuesta, tantas más variaciones existen en la evaluación del profesor. Por esta razón, la respuesta debe planificarse de tal modo que, en la medida de lo posible, sea lo más unívoca, sucinta y precisa.

El método de respuesta a elección puede utilizarse para la composición del test en dos casos:

1) cuando para la elección se ofrecen tales situaciones, y solamente tales, que tienen lugar en el campo estudiado y deben aprenderse por los alumnos, con la particularidad de que es importante también la circunstancia de que el alumno conozca el número de tipos principales de situaciones ofrecidas para la elección;

2) cuando ninguna de las situaciones ofrecidas para la elección constituye el objeto para aprender (por ejemplo, números o designaciones literales que caracterizan tan sólo los datos, las condiciones concretas del problema, las condiciones numéricas del problema, etc.).

Como se advierte, ambos casos señalados son diametralmente opuestos.

Se pueden utilizar los *tests combinados* que incluyen tanto la construcción libre de la respuesta, como su elección a partir de respuestas alternativas que se ofrecen.

Por su contenido los tipos de tareas

pueden ser variados: *de disciplinas* (que comprueban los conocimientos referentes a la disciplina dada); *lógicos* (con conjunto completo de condiciones, con conjunto incompleto de condiciones, con conjunto completo de condiciones más una en exceso, con conjunto incompleto de condiciones más una en exceso); *psicológicos*, que se crean por medio de relaciones diferentes de las características demostrativas y conceptuales representadas en las condiciones del problema y en sus dibujos y figuras correspondientes (para la correlación). Las tareas pueden ser tanto *directas*, como *inversas*.

El control con la ayuda de los tests debe satisfacer, de por sí, las exigencias de dos tipos de validez (*validez* es el concepto que indica qué es lo que mide el test y hasta qué punto lo hace bien):

de contenido (es decir, de conocimientos en la disciplina dada);

funcional (es decir, de tipos de actividad cognoscitiva; colocación de los coeficientes en las ecuaciones, realización de operaciones de cálculo estandarizadas, aplicación de las leyes generales a los fenómenos concretos).

Por consiguiente, también el test debe corresponder tanto al objeto de enseñanza, como a las tareas de enseñanza.

Ahora trataremos de ilustrar todo lo expuesto con anterioridad, valiéndonos de ejemplos sencillos.

Ejemplo 1. Se conoce que el litio se diferencia esencialmente por sus propiedades

de los demás metales alcalinos. Así, por ejemplo, LiF, Li_2CO_3 y Li_3PO_4 son poco solubles en agua, y el hidróxido de litio es mucho menos soluble que otros hidróxidos de metales alcalinos (12 g de LiOH por 100 g de H_2O a 20 °C).

El test puede formularse de la siguiente manera:

¿Cuál de los hidróxidos de metales alcalinos acusa la menor solubilidad en agua:

(1) LiOH;
(2) NaOH;
(3) KOH;
(4) RbOH?

Como respuestas a elección aquí se enumeran los hidróxidos conocidos por el alumno.

Pero es mejor construir la frase en forma enunciativa, y no interrogativa:

El hidróxido de metal alcalino menos soluble en agua es:

(1) LiOH;
(2) NaOH;
(3) KOH;
(4) RbOH.

Ejemplo 2. En las condiciones de laboratorio el silicio se obtiene reduciendo la arena de cuarzo con magnesio:

$$SiO_2 + Mg \rightarrow Si + MgO.$$

Si se toman pesadas iguales de SiO_2 y de Mg (por ejemplo, con una masa de 3 g cada una), como resultado se formarán dos productos: Si y MgO, y, además, en la mezcla, después de haber finalizado la reacción,

quedará el reactivo inicial que se tenía en exceso. De este modo, para la respuesta existen por lo menos tres combinaciones: Si y MgO; Si, MgO y Mg; Si, MgO y SiO_2. Asimismo, hay que tener en cuenta que las respuestas numéricas pueden ser distintas, en dependencia de si el alumno ha igualado el esquema de la reacción, obteniendo la ecuación de la reacción $SiO_2 + 2Mg = Si + 2MgO$, o no lo ha hecho.

La solución correcta es: $M_r(SiO_2) = 60$; $A_r(Mg) = 24$; $A_r(Si) = 28$; $M_r(MgO) = 40$; en este caso, a la muestra pesada de 3 g de SiO_2 corresponde la cantidad de sustancia igual a 0,05 mol, y a la muestra pesada de 3 g Mg, la de 0,125 mol; para la reacción total de 0,05 mol de SiO_2 se necesitan $2 \cdot 0{,}05$ mol de Mg, es decir, 0,1 mol de Mg. Por consiguiente, el que está en exceso es el magnesio, en una cantidad de $0{,}125 - 0{,}1 = 0{,}025$ mol.

Como resultado de la reacción en la mezcla se encontrarán:

Si: 0,05 mol, o sea, $0{,}05 \cdot 28$ g = 1,4 g;
MgO: $0{,}05 \cdot 2$ moles, o sea, $0{,}1 \cdot 40$ g = 4,0 g;
Mg: 0,025 mol, o sea, $0{,}025 \cdot 24$ g = 0,6 g.

Variantes erróneas de la solución:

A. El esquema de la reacción queda sin igualar; en este caso, en la mezcla se encontrarán:

Si: 0,05 mol, o sea, 1,4 g;
MgO: 0,05 mol, o sea, 2,0 g;
Mg: $0{,}125 - 0{,}05 = 0{,}075$ (mol), o sea, 4,5 g.

B. El esquema de la reacción se ha igua-

lado, pero queda sin considerar el exceso de Si (cálculo respecto a SiO_2); en este caso, en la mezcla se encontrarán:

Si: 0,05 mol, o sea, 1,4 g;
MgO: 0,05 mol, o sea, 2 g.

C. El esquema de la reacción se ha igualado, pero queda sin considerar el exceso de Si (cálculo respecto a Mg); en este caso, en la mezcla se encontrarán:

Si: 0,125 mol, o sea, 3,5 g;
MgO: 0,125 mol, o sea, 5 g.

Son posibles también otras variantes de soluciones erróneas, menos típicas, y sin embargo, posibles.

Formulamos la pregunta del test.

Los polvos de SiO_2 y de Mg de 3 g de masa cada uno, al calentarlos, reaccionan de acuerdo con el esquema $SiO_2 + 2Mg \rightarrow Si + 2MgO$; después de la reacción la mezcla contiene (g):

(1) Si, 1,4; MgO, 2,0;
(2) Si, 3,5; MgO, 5,0;
(3) Si, 1,4; MgO, 4,0; Mg, 0,6;
(4) Si, 1,4; MgO, 2,0; Mg, 4,5.

También se puede prefijar como respuestas a elección tan sólo los símbolos de los elementos y compuestos, pero, en este caso, tendremos como alternativas únicamente tres respuestas:

(1) Si, Mg;
(2) Si, SiO_2, MgO;
(3) Si, Mg, MgO.

No es posible hallar una cuarta respuesta alternativa (que sea racional, y no absurda).

Basándose en el problema examinado se puede formular un test combinado que incluye una respuesta construida y otra a elección, por ejemplo:

La interacción de la mezcla de polvos de SiO_2 y de Mg, de 3 g de masa cada uno, al calentarlos, de acuerdo con la ecuación de la reacción ... lleva a la formación de una mezcla de productos:

y, a continuación, se deben dar ya sea respuestas numéricas, o bien, respuestas en forma de símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos.

* * *

Ahora, después de haber leído esta sucinta explicación para la composición de los tests y estudiado a fondo el libro, el lector es capaz ya de componer independientemente una tarea de control escrita en forma de tests.

Trata de hacerlo, con el fin de cerciorarte hasta qué grado has aprendido el material a base del cual has preparado el test. ¡No escatimes tiempo para lograr este objetivo!

Respuestas y explicaciones de los problemas

Capítulo I, § 1

1. De ekaboro (escandio), de ekaaluminio (galio) y de ekasilicio (germanio).
2. Berilio. La masa atómica del berilio fue determinada como 13,8, por eso en la

tabla de los elementos éste se disponía entre el carbono y el nitrógeno. D.I. Mendeléiev, seguro del carácter certero de la ley que descubrió, colocó el berilio en el segundo grupo del sistema periódico, corrigiendo en 9 su masa atómica.

3. Galio (Ga); el químico francés Lecoq de Boisbaudran. El descubridor de este elemento determinó erróneamente su densidad como 4,7 g/cm³. D.I. Mendeléiev escribió que la densidad del galio (o sea, del *ekaaluminio* vaticinado por él cinco años antes) debía ser mayor, llegando a 5,9 . . . 6,0 g/cm³, aproximadamente; esta sugerencia se confirmó brillantemente al cabo de cierto tiempo.
4. Gases inertes, lantánidos, actínidos.
5. (1) Los isótopos son atomos con igual número de protones y con diferente número de neutrones.
6. (1). Si; (2), Cr; (3), Yb.
7. (4).
8. Como masa relativa del elemento se entiende la relación de la masa del átomo a la 1/12 masa del isótopo de carbono ^{12}C.
9. (1). La electronegatividad es la capacidad del átomo del elemento dado, en comparación con otros elementos, de atraer la densidad electrónica.
10. (1).Entre los átomos de los elementos enumerados el átomo de sodio tiene el valor mínimo de la energía de ioniza-

ción (es decir, de la energía de separación del primer electrón).

11. (1).
12. (4). El indio recibió su nombre por la línea azul (de color de índigo) del espectro; el nombre silicio tiene su origen en la palabra latina *silex*, pedernal; el radio procede del latín *radius*, rayo; el rutenio, del nombre latino *Ruthenia* que significa Rusia; este elemento fue descubierto en Rusia, en 1844, por el profesor de la Universidad de Kazán K. Claus.
13. (3). El elemento 95 recibió su nombre en honor de América.
14. Germanio (elemento); Germania (nombre geográfico).
15. (1).
16. (3).
17. (3). Todos los cuatro elementos *d* (Cr, Y, W y Hg) pertenecen a los de transición.
18. (3).
19. (4).
20. (2).
21. (1).
22. ${}^{254}_{99}Es + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{258}_{101}Md$.
23. Kurchatovio;

$${}^{242}_{94}Pu + {}^{22}_{10}Ne \rightarrow {}^{260}_{104}Ku + 4\,{}^{1}_{0}n.$$

24. (1). La masa real para cada átomo individual es constante independientemente del hecho de qué la unidad convencional se utiliza para la medición de la misma.



Glenn Theodoroe Seaborg (n. 1912). Físico y radioquímico norteamericano, miembro de la Academia de Ciencias Nacional de EE.UU. (desde 1948). Los trabajos científicos principales están dedicados a la síntesis y separación de los elementos transuránicos. Promovió la teoría de los actínidos, elaboró métodos finísimos de estudio de las propiedades de átomos contados de los actínidos radiactivos. Descubrió el fenómeno de bombardeo de los núcleos con fragmentos y desarrolló la teoría del pronóstico de las propiedades de los isótopos todavía no descubiertos. Es Presidente de la Sociedad Química Americana (1976). Miembro extranjero de la Academia de Ciencias de la URSS (desde 1971).

Premio Nobel (1951) por los descubrimientos en el campo de la química de los elementos transuránicos (junto con Edwin Mattison McMillan).



Igor Vasilievich Kurchátov (1903—1960). Físico soviético, académico (desde 1943). Sus trabajos científicos se extienden al campo de física de dieléctricos y semiconductores y física del núcleo atómico. Descubrió el fenómeno de isomería nuclear en el isótopo radiactivo artificial del bromo-80. Investigó las reacciones nucleares provocadas por los neutrones rápidos y lentos. Bajo su dirección se puso en funcionamiento el ciclotrón más potente en Europa para aquel tiempo (1939) y el primer reactor atómico soviético (1946). Tomó parte en la creación de la bomba atómica (1949) y de hidrógeno (1953), como en la construcción de la primera estación eléctrica atómica industrial en el mundo (1954). así Laureado con el Premio Lenin (1957) y con los Premios de Estado de la URSS (1942, 1949, 1951, 1954). Tres veces Héroe del Trabajo Socialista. Su nombre lo lleva el Instituto de Energía Atómica, en su honor se ha nombrado el elemento kurchatovio.

Un mol de cualquier sustancia contiene un número igual de partículas: $6.02 \cdot 10^{23}$. Por esta razón a un mol corresponde una masa siempre invariable para la sustancia dada.

25. (4). En el subgrupo, a medida que aumenta el número atómico del elemento, el tamaño del átomo (y, en correspondencia, su radio) aumenta.

26. (1). Los elementos del grupo VIA (O, S, Se, Te) están dispuestos en el orden de crecimiento del número atómico; el tamaño de los átomos de los elementos también aumenta.

27. (2). En el subgrupo, con el aumento del número atómico del elemento las propiedades metálicas se intensifican.

28. (1). En el subgrupo, con el aumento del número atómico del elemento las propiedades no metálicas se debilitan.

29. (3). Los elementos P y As se disponen en un mismo subgrupo.

30. (2). El elemento Ra está dispuesto en un mismo subgrupo con Ba.

31. (3). El lantano está dispuesto en el grupo III del sistema periódico de los elementos; la fórmula electrónica del átomo es [Xe] $5d^1\,6s^2$; el número de valencia o de oxidación típico es +3. Estas mismas propiedades son características también para los lantánidos.

32. (2). El efecto fotoeléctrico es un fenómeno relacionado con la liberación de los electrones del cuerpo sólido (o de los líquidos) bajo la acción de la radiación

electromagnética, en particular, la emisión de electrones por impacto de la luz. Los menores valores de la energía de ionización (cantidad de energía necesaria para arrancar el electrón al átomo no excitado) los tienen los elementos *s* del primer grupo, o sea, los metales alcalinos.

33. (3).

34. (2). LiOH por su solubilidad y fuerza es esencialmente inferior en comparación con otros elementos *s* del subgrupo IA; las propiedades básicas de los hidróxidos en el subgrupo, a medida que aumenta la masa atómica del elemento, se intensifican, en disoluciones acuosas NaOH, KOH, RbOH y CsOH se encuentran ionizados prácticamente por completo y son las bases más fuertes, o sea, álcalis.

35. $GeSe_2$ (por ejemplo, por analogía con CO_2).

36. (3). J. Priestley descubrió el oxígeno en el año 1774. Cabe señalar que el químico sueco K. Scheele, independientemente de Priestley, descubrió el oxígeno un poco antes, pero publicó sus resultados acerca del «aire ígneo» tan sólo en 1777.

37. (3).

38. (1). El crecimiento de la temperatura de ebullición (y de fusión) de las sustancias simples en la serie F—Cl—Br—I se explica por el hecho de que en estado sólido los halógenos forman una red cristalina molecular (y no atómica), y

es mucho más difícil hacer pasar al estado líquido y sólido los halógenos ligeros que los pesados. Esta circunstancia está relacionada, a su vez, con el hecho de que los tamaños de las moléculas de los halógenos ligeros son mucho menores y, por consiguiente, durante su compresión las fuerzas de repulsión serán mayores. Al pasar desde los halógenos pesados hacia los ligeros las fuerzas de repulsión intermolecular se incrementan, lo que está relacionado con las diferencias en las estructuras electrónicas de los átomos de halógenos.
Cabe señalar, además, que la energía de repulsión de Van der Waals disminuye rápidamente con el aumento de la distancia interatómica, y para valores grandes de esta distancia se convierte en una magnitud muy pequeña.

39. (3). Los elementos F y Cl ocupan la posición al principio del subgrupo VIIA del sistema periódico.

40. (4). La estructura electrónica del átomo es [Ne] $3s^2 3p^5$.

41. (1). La estructura electrónica del átomo es [He] $2s^2 2p^1$; los más característicos son los compuestos en los cuales su número de valencia o de oxidación es igual a +3; forma el ácido bórico débil H_3BO_3.

42. $NaCl$, $MgCl_2$, $AlCl_3$, Na_2S, MgS, Al_2S_3.

43. (4). La estructura electrónica del átomo es [Ar] $4s^1$.

44. Henry Cavendish, químico y físico inglés. Obtuvo hidrógeno en forma pura en 1766 tratando cinc con ácido sulfúrico.

45. (2). $A_r(E) = 0{,}875 \cdot 4A_r(H)/0{,}125 = 28$, es decir, el elemento desconocido es silicio.

46. (2). GeO_2 y GeH_4.

47. (3). Entre los no metales mencionados la mayor reactividad la tiene el cloro, y entre los metales, el sodio.

48. (2). El carácter de los óxidos de los elementos del tercer período, a medida que aumenta el número atómico del elemento, varía desde el básico hacia el ácido; en la serie insertada la tendencia es inversa.

49.

(1)	N_2O_5	HNO_3	Ácido nítrico
(2)	P_2O_5	H_3PO_4	Ácido fosfórico
(3)	As_2O_5	H_3AsO_4	Ácido arsénico
(4)	Sb_2O_5	H_3SbO_4	Ácido antimónico

50.

(1)	CaH_2	CaO	$Ca(OH)_2$
(2)	H_2S	SO_3	H_2SO_4
(3)	LiH	Li_2O	$LiOH$
(4)	CH_4	CO_2	H_2CO_3

51. C, Ge y Si (para ambos casos).

52.

(1)	ZnO	$Zn(OH)_2$	Anfótero
(2)	Cu_2O	$CuOH$	Básico
(3)	P_2O_5	H_3PO_4	Ácido
(4)	SnO_2	$SnO_2 \cdot H_2O$	Anfótero

53.

(1)	SrO	(4)	CrO_3
(2)	PbO_2	(5)	SO_3
(3)	Mn_2O_7	(6)	Cl_2O_7

54. H_2Se, SeO_3, H_2SeO_4; (1), ácido fuerte.

55. (2). Compuesto hidrogenado: H_2E; A_r (E) = $97{,}53 \cdot 2A_r(H)/2{,}47 = 78{,}97$ es decir, el elemento desconocido es selenio.

56. (1) $3Ca + 2P = Ca_3P_2$

(2) $Rb_2O + SeO_3 = Rb_2SeO_4$

(3) $Be(OH)_2 + 2CsOH = Cs_2BeO_2 + 2H_2O$

(4) $Sr(OH)_2 + CrO_3 = SrCrO_4 + H_2O$

(5) $H_2Se + Mg = MgSe + H_2$

57. (1).

Fracción molar en la corteza terrestre, %:

Al	Ti	Mo	W
6.6	0,25	$6 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5}$

58. (2). El hidrógeno es el elemento más abundante del Universo que constituye más del 70% de la masa del Sol y de las estrellas y la parte fundamental de los gases del medio interestelar y de las nebulosas.

59. Argón.

60. 1969.

Capítulo I, § 2

1. Protón (p), electrón ($\bar{e}$) y neutrón (n).

2. El número atómico del elemento; $_6C$.

3. El número de masa, ^{14}C.

4. (1) $6p$ $7n$ $6\bar{e}$

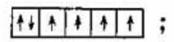
(2) $25p$ $30n$ $25\bar{e}$

(3) $42p$ $55n$ $42\bar{e}$

5. (4).

6. (1).

7. (4). $11p$ y $10\bar{e}$.
8. (1). Carbono, oxígeno y fósforo.
9. (4).
10. (3). El elemento $^{27}_{13}Al$ tiene 3 electrones de valencia y está dispuesto en el grupo III del sistema periódico.
11. (3). El ion O^{-2} tiene totalmente lleno el nivel electrónico exterior, en éste se encuentran $8\bar{e}$.
12. (1). El ion Te^{2-} tiene la configuración electrónica del xenón.
13. (4).
14. (2). El orbital *s* de cualquier nivel puede tener como máximo 2 electrones.
15. (3). El subnivel *p* puede incluir como máximo 6 electrones.
16. (3). El subnivel *d* puede tener como máximo 10 electrones.
17. (1). Semejante configuración electrónica la presenta el átomo de potasio que se encuentra en estado fundamental, no excitado.
18. (3).
19. (3). Todas las tres partículas tienen igual número de electrones: $10\bar{e}$.
20. (2). $6\bar{e}$ en los orbitales $3d$:

 ;

$2\bar{e}$ apareados y $4\bar{e}$ no apareados.

21. (3).
22. $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}4f^{14}\times$ $\times 5s^25p^65d^{10}6s^1$.

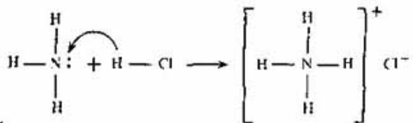
23. (2).
24. (3), (6) fundamental;
(1), (5), excitado;
(2), (4) prohibido.
25. (3).
26.

	(I)	(II)
(1)	Ion	Fundamental
(2)	Átomo neutro	Excitado
(3)	Átomo neutro	Fundamental
(4)	Ion	Fundamental

27. (1). La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es la misma que la del argón.
28. (2); en el caso (1) resulta infringida la regla de Hund.
29. $Na^+ < F^- < O^{2-} < Ne$.
30. (1) Boro, B; (2) Carbono, C; (3) Flúor, F; (4) Sodio, Na.
31. (2). Las partículas Cl^-, K^+, Ca^{2+} tienen la configuración electrónica del [Ar]; a medida que aumenta la carga del núcleo disminuye el tamaño de los iones; entre las cuatro partículas señaladas Mg^{2+} tiene las dimensiones mínimas. De este modo, el radio iónico se incrementa en el orden siguiente: $Mg^{2+} < Ca^{2+} < K^+ < Cl^-$.
32. (4).
33. (1) $3d^3$ (2) $3s^2p^6$ (3) $3d^{10}$ (4) $3s^2p^6$ (5) $3s^2p^6$ (6) $6s^24f^{14}5d^{10}$
34. (4).
35. Ca^{2+}.
36. (3).
37. Disminuye.
38. (2).

39. (1) $[Ar]3d^5$ MnO
(2) $[Ar]3d^3$ MnO_2
(3) $[Ar]$ Mn_2O_7
40. (2). Energía de ionización, véase Cap. I, § 1, problema 10.
41. (4).
42. (2).
43. (4). La energía de ionización para el magnesio es mayor que para el sodio por cuanto se consume complementariamente para desaparear los electrones 2*s*. Esta absorción de energía concuerda con la conocida regla de Hund. Para el aluminio la energía de ionización es menor que para el magnesio puesto que el electrón *p* alejado se ve apantallado del núcleo por el par electrón *s*.
44. (1) calcio (K, 0,5 eV; Ca, —1,93 eV); (2) cloro (S, 2,07 eV; Cl, 3.6 eV); (3) hidrógeno (H, 0,75 eV; Li, 0,59 eV).
La conclusión acerca de la afinidad al electrón se puede sacar, al analizar la estructura de los átomos de los pares de elementos, o bien, basándose en la posición de los elementos en el sistema periódico, comparando los radios atómicos.
45. $H < S < Cl < O < F$.
46. (1).
47. (2).
48. (4).
49. (3).
50. (4).

51. (2). La estructura electrónica de ambas partículas (Li^+ y H^-) es: $1s^2$. El núcleo de hidrógeno tiene la carga igual a +1, y el de litio, +3; por consiguiente, la atracción más fuerte la experimentarán los electrones del ion litio. Por esta causa, las dimensiones del ion litio serán menores que las del ion hidrógeno. En efecto, el radio iónico del hidrógeno es de 0,136 nm, y el del litio, 0,068 nm.
52. (3).
53. (4). Núcleos positivamente cargados del átomo de helio (^4_2He).
54. (4).
55. (3).
56. (2).
57. (1).
58. 79; 118; 79.
59. (2).
60. CCl_4, CH_4, CO_2, BeH_2, BCl_3, CS_2, etc.
61. (4).
62. (2).
63. H_2O, H_2S.
64. CsH. Se explica por la gran diferencia de las electronegatividades de los átomos de cesio y de hidrógeno.
65. (3).
66. (2);



67. (1).

68. El carácter covalente del enlace se intensifica

$\overrightarrow{LiF,\ BeF_2,\ BF_3,\ CF_4,\ NF_3,\ OF_2,\ F_2}$

El carácter iónico del enlace disminuye

69. (3).

70. (1).

71. (4).

72. *sp*. La molécula de CS_2 es lineal y no polar debido a la estructura simétrica.

73. BeH_2; (1); (a). En la molécula de hidruro de berilio el ángulo de valencia es igual a 180°.

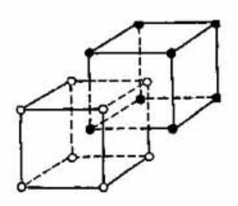
74. (2); (b). En la estructura trigonal de la molécula de BF_3 el ángulo de valencia es de 120°, la molécula es no polar debido a su estructura simétrica.

75. (2).

76. (3). El período de semidesintegración es el tiempo durante el cual se desintegra la mitad de la cantidad inicial de sustancia.

77. (3).

78. (1). La construcción de la segunda celdilla elemental a partir de los átomos del



elemento B da la posibilidad de determinar inmediatamente la fórmula de la sustancia cristalina: AB.

79. (1) Molecular
(2) Iónica
(3) Molecular
(4) Atómica
(5) Iónica
(6) Molecular

80. (4).

81. (1). La difusión de los gases viene caracterizada por la velocidad de movimiento de las moléculas. De la teoría cinético-molecular se conoce que la velocidad de movimiento de las moléculas puede determinarse por la velocidad media cuadrática v que representa la raíz cuadrada de los valores medios de los cuadrados de las velocidades de las moléculas individuales:

$$v = \sqrt{3RT/M_r}.$$

Aquí R es la constante universal de los gases; T, la temperatura absoluta del gas, y M_r, la masa molecular relativa del gas.

En las condiciones normales la expresión para la velocidad media cuadrática (en m/s) toma la siguiente forma: $v = 2610/\sqrt{M_r}$. De aquí deriva: cuanto más pesadas son las moléculas tanto más lentamente se mueven éstas a temperaturas iguales. Para ilustrar esta tesis insertemos los siguientes datos:

Gas	M_r	v, m/s(km/h)
Hidrógeno, H_2	2	1840 (6600)
Nitrógeno, N_2	28	493 (1700)
Oxígeno, O_2	32	460 (1625)
Bromuro de hidrógeno, HBr	81	290 (1045)

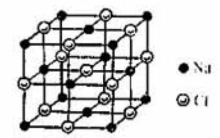
82. (3)
83. (1). Durante la difusión a través de la membrana porosa es necesario tomar en consideración no sólo la masa molecular de las sustancias gaseosas, sino también las dimensiones relativas de sus moléculas. Es evidente que entre las sustancias enumeradas la molécula de amoníaco tiene unas dimensiones menores, ésta es la razón por la cual dicha molécula difundirá con mayor rapidez a través del tabique poroso.
84. (3). La dependencia directamente proporcional de V respecto a T es evidente a partir de la ecuación PV/T = const o $PV = nRT$.
85. (4).
86. (4). A base de la ley de Avogadro.
87. (1). El bromo, en las condiciones normales, es un líquido.
88. $4{,}03 \cdot 10^{23}$. Cálculo: $5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot 3/22{,}4$.
89. (3). Cálculo: $12{,}0 \cdot 4 = 48{,}0$ (g).
90. (2). H_2S, HCl y H_2 en las condiciones normales son gases, y H_2O es un líquido.
91. (3) Las temperaturas de fusión son las siguientes: SO_3, 16,8 °C; I_2, 113,6 °C; NaCl, 801 °C.
92. (1) — b; (2) — c; (3) — d; (4) — a.
93. (4). Cuando del sistema se elimina el

oxígeno, la presión en el recipiente constituye 50,6 kPa.

94. (2). Los valores de las temperaturas de ebullición de los compuestos moleculares se determinan por las fuerzas de atracción intermolecular y dependen de tales factores como polaridad, existencia de enlaces de hidrógeno, etc. Así, por ejemplo, HF, debido a la existencia de enlaces de hidrógeno tiene la temperatura de ebullición más alta que el neón y el óxido de carbono (II). Este último, al poseer la mayor masa molecular relativa y determinada polaridad, hierve a una temperatura relativamente más baja. El neón tiene temperatura de ebullición más baja: su molécula es monoatómica no polar. El compuesto iónico $BaCl_2$ tiene alta temperatura de ebullición debido al enlace estable entre los iones. En efecto, las temperaturas de ebullición de las sustancias que se analizan tienen los siguientes valores: Ne, 27 K; CO, 83 K; HF, 293 K; $BaCl_2$, 1813 K.

95. (3). El enlace más débil es O—H ... ... Cl, por cuanto el átomo de cloro tiene un tamaño relativamente mayor y es mal donador del par electrónico. El enlace de hidrógeno O—H ... N es más estable que el enlace de hidrógeno N—H ... O, puesto que la polaridad de O—H es mayor que la de N—H. De este modo: O—H ... Cl $<$ $<$ N—H ... O $<$ O—H ... N.

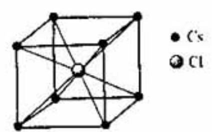
96. (3). La estructura cristalina de MgO pertenece al tipo de coordinación de redes de cristales de composición AB. Con mayor frecuencia se encuentran la coordinación octaedro-octaédrica (el tipo estructural de NaCl, el número



Tipo estructural de NaCl (cubo centrado en las caras)

de coordinación del ion sodio es igual a 6) y la coordinación cubo-cúbica (el tipo estructural de CsCl, el número de coordinación del ion cesio es igual a 8).

Por cuanto el número de coordinación del ion magnesio en el óxido de

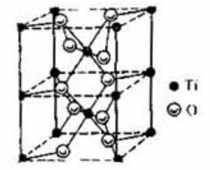


Tipo estructural de CsCl (cubo centrado en el cuerpo)

magnesio es igual a 6, el óxido de magnesio tiene la red cristalina del tipo de NaCl (cubo centrado en las caras).

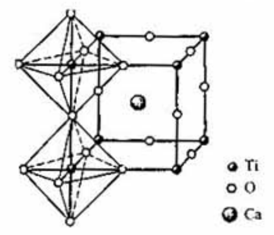
El rutilo TiO_2 pertenece a los cristales de coordinación con la compo-

sición AB_2, su coordinación es octaédrico-triangular.



Rutilo TiO_2

De ejemplo de red de coordinación de un compuesto de tres elementos sirve el mineral perovskita $CaTiO_3$: en $CaTiO_3$ cada átomo de titanio está rodeado con 6 átomos de oxígeno (los

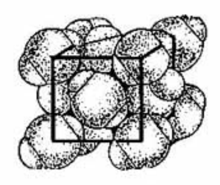


Perovskita $CaTiO_3$

cuales están dispuestos por los vértices del octaedro) y el átomo de calcio, con doce.

97. (2). El número de valencia de oxidación de carbono en CO_2 es igual a $+4$, es decir, todos los cuatro electrones de

valencia del átomo central se utilizan para la formación de los enlaces.
Dos pares electrónicos enlazantes σ corresponden al número de coordenación del átomo central 2; la molécula es lineal. Basándose en las ideas del método de enlaces de valencia, en la formación de dos enlaces σ participan un orbital *s* y un orbital *p* (hibridación *sp*). Dos electrones no utilizados del átomo de carbono y dos electrones procedentes de dos átomos de oxígeno (un electrón de cada uno de los átomos de oxígeno) toman parte en la formación de los enlaces π.



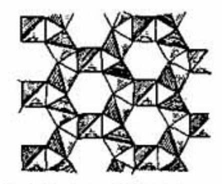
Red molecular del CO_2 sólido

De este modo, la estructura de la molécula de CO_2 puede representarse de la siguiente forma:

$$O \underset{\pi}{\overset{\sigma}{=}} C \underset{\pi}{\overset{\sigma}{=}} O.$$

98. El dióxido de carbono; el dióxido de silicio; SiO_2; CO_2.

99. (1), b; (2), a; (3), c; (4), d.



Red ató nica del SiO_2

100.

	C_2H_4	N_2H_4	H_2O_2	H_2F_2
(1)	+	+	+	
(2)	+			
(3)	+			+
(4)		+	+	+
(5)		+	+	+
(6)		+		

Capítulo I, § 3

1. (1) Na_3PO_4 (3) SO_2
(2) $NaOH$ (4) H_2SO_4

2. (1) $CaCO_3$ (3) $Mg(OH)Cl$
(2) $KHSO_4$ (4) K_2NaPO_4

3. (4). A los óxidos SO_3, CO_2, P_2O_5 corresponden los siguientes ácidos: H_2SO_4, H_2CO_3, H_3PO_4.

4. SiO_2, P_2O_5, MgO, ZnO, CaO. Entre los óxidos enumerados dos (MgO y CaO) reaccionan con el disolvente: el agua.

5. (3). $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.

6. CrO. El óxido de cromo (II); a éste corresponde la base $Cr(OH)_2$.

7. (2).

8. CuO, Na_2O y MnO.

9. (1) Cl_2O_7, P_2O_5, Mn_2O_7
(2) CaO, Na_2O, CrO, NiO
(3) Cr_2O_3, Al_2O_3, ZnO

10.

HBr	(4)	CH_3COOH	(1)
$HClO$	(3)	H_2S	(6)
H_2SO_3	(5)	HNO_2	(8)
$HClO_4$	(2)	$H_4P_2O_7$	(7)

11.

$Al(OH)_3$	(7)	$Ca(OH)_2$	(2)
$Cu(OH)_2$	(6)	$Ba(OH)_2$	(3)
$Fe(OH)_3$	(5)	$Zn(OH)_2$	(8)
$NaOH$	(1)	$RbOH$	(4)

12. (4).

13. (2).

14. (4).

15. (3).

$KOH + SO_3 = KHSO_4$;

$2KOH + SO_3 = K_2SO_4 + H_2O$.

16.

(1)	Hidrosulfato de sodio	Ácida
(2)	Hidroxicarbonato de cobre (II)	Básica
(3)	Seleniato de bario	Neutra
(4)	Hidroxinitrato de hierro (II)	Básica
(5)	Carbonato de litio	Neutra

17. (3). ω (O) $= 2A_r$ (O)$/M_r$ (SO_2) $=$ $= 2\cdot 16/64 = 0,5$, ó 50%.

18. (2).

$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$.

19. (3).

$LiH + H_2O = LiOH + H_2\uparrow$.

20. (2).

$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$

21. (4).
22. (2).

$Cu + 4HNO_3$ (conc.) $= Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow +$
$+ 2H_2O$

23. (3). Ambos óxidos ácidos.
24.

$Fe_3O_4(FeO \cdot Fe_2O_3)$;
$Fe_3O_4 + 8HCl = 2FeCl_3 + FeCl_2 + 4H_2O$.

25. (4).

$2Al + 6KOH + 6H_2O = 2K_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow$.

26. (1) CO_2 (4) N_2O_5
(2) SO_3 (5) SeO_3
(3) P_2O_5 (6) As_2O_3
27. (4).

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$;

$6{,}02 \cdot 10^{22}$ átomos corresponden a 0,1 mol de cinc, se desprende 0,1 mol de hidrógeno, es decir, 0,2 g.
28. (2).
29. (2).

$2Al + 6NaOH + 6H_2O = 2Na_3[Al(OH)_6] +$
$+ 3H_2\uparrow$.

30.

(1)	NaH_2PO_4	Ácida
(2)	NH_4HSO_4	Ácida
(3)	$Fe_2(SO_4)_3$	Neutra
(4)	$Ca(HCO_3)_2$	Ácida
(5)	$Fe(OH)_2Cl$	Básica
(6)	Na_2SiO_3	Neutra
(7)	$(CuOH)_2CO_3$	Básica

31. (2).
32. (4).

33. (3).

$$(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{T} 2CuO + H_2O + CO_2\uparrow;$$

$$CuO + H_2 \xrightarrow{T} Cu + H_2O.$$

34. (4).

$$Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{T} 2Fe + 3H_2O.$$

35. (4).

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl;$$
$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O;$$
$$Al(OH)_3 + 3KOH = K_3[Al(OH)_6].$$

36. (4).

37. (2).

$$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O.$$

38. (4).

39.

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl; \; AlCl_3.$$

El hidróxido de aluminio también se puede obtener si como reactivo se utilizan las disoluciones de hidróxido de amonio o de carbonato de sodio; en este caso, no es obligatorio el requisito de exceso de sal de aluminio:

$$AlCl_3 + 3NH_4OH = Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl,$$
$$2AlCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 6NaCl + 3CO_2\uparrow$$

(la reacción se desarrolla a costa de la hidrólisis del ion carbonato:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

y la disolución tiene reacción alcalina).

40. (3).

$$AlCl_3 + \underset{\text{(insuficiencia)}}{3NaOH} = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl.$$

41. (4).

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

42. (2). El vaso izquierdo se hará más pesado como resultado de absorción del dióxido de carbono por la reacción:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O.$$

43. Se disolvió (en ambos tubos de ensayo).

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O;$$
$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O.$$

44.

$$CuSO_4 \xrightarrow{KOH} Cu(OH)_2 \xrightarrow{T} CuO \xrightarrow{H_2,\ T} Cu.$$

45. (1)

$$2FeSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} 2Fe + O_2\uparrow + 2H_2SO_4,$$

(2) $3Fe + 2O_2 \xrightarrow{T} Fe_3O_4,$

(3) $3Fe_3O_4 + 28HNO_3$ (diluido) $= 9Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 14H_2O.$

46.

BaO, Li_2O, SO_3, CaO, P_2O_5 y Na_2O.

$BaO + H_2O = Ba(OH)_2;$
$Li_2O + H_2O = 2LiOH;$
$SO_3 + H_2O = H_2SO_4;$
$CaO + H_2O = Ca(OH)_2;$
$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4;$
$Na_2O + H_2O = 2NaOH.$

47.

(1) $Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$;
(2) $Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2\uparrow$;
(3) $Ca + H_2O + CO_2 = CaCO_3 + H_2\uparrow$;
(4) $2Ca + O_2 \xrightarrow{T} 2CaO$.

48.

(1) $2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$;
$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$;
(2) $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$;
(3) $2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$;
(4) $2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$.

49.

(1) $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$;
(2) $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$;
(3) $CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$;
(4) $CuO + H_2 \xrightarrow{T} Cu + H_2O$.

50.

(1) $NaOH + Al(OH)_3 = NaAlO_2 + 2H_2O$;
(2) $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$;
(3) $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$;
(4) $\underset{\text{(insuficiencia)}}{NaOH} + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O$.

51.

(1) $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$;
(2) $Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$;
(3) $Zn(OH)_2 \xrightarrow{T} ZnO + H_2O$;
(4) $Zn(OH)_2 + 2KOH = K_2ZnO_2 + 2H_2O$.

52.

(1) $2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{T} 2FeCl_3$;

(2) $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$ (oxidación lenta);

(3) $Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$;

(4) $Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$;

(5) $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$;

(6) $2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$;

(7) $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} Fe_2O_3 + 3H_2O$.

53.

(1) $Cr + 2HCl = CrCl_2 + H_2 \uparrow$;

(2) $4Cr + 3O_2 = 2Cr_2O_3$;

(3) $CrCl_2 + 2NaOH = Cr(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$;

(4) $Cr_2O_3 + 6HCl = 2CrCl_3 + 3H_2O$;

(5) $CrCl_3 + 3NaOH = Cr(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$;

(6) $4Cr(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Cr(OH)_3$;

(7) $Cr(OH)_3 + NaOH = NaCrO_2 + 2H_2O$;

(8) $Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O$;

(9) $2NaCrO_2 + 2NaOH + 3H_2O_2 = 2Na_2CrO_4 + 4H_2O$;

(10) $2CrCl_3 + 2NaCl + 3H_2O_2 + H_2O = Na_2Cr_2O_7 + 8HCl$;

(11) $2Na_2CrO_4 + 2HCl$ (diluido) $= Na_2Cr_2O_7 + 2NaCl + H_2O$.

54.

(1) $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;

(2) $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$;

(3) $2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 = Ca_3(PO_4)_2 \downarrow + 6H_2O$;

(4) $Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 = 2P + 5CO \uparrow + 3CaSiO_3$.

55.

(1) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4$;
(2) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3$;
(3) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3$;
(4) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3$.

Insertemos las ecuaciones de todas las reacciones químicas:

(1) $2Cu + O_2 = 2CuO$;
$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$;
$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$;
$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$.
(2) $S + O_2 = SO_2$;
$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$;
$H_2SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_3 + 2H_2O$.
(3) $2Ca + O_2 = 2CaO$;
$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
$Ca(OH)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 + 2H_2O$.
(4) $C + O_2 = CO_2$;
$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$;
$H_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$.

56. Por ejemplo, a partir de azufre y calcio:

$$\left.\begin{matrix} S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \\ Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \end{matrix}\right\} \rightarrow CaSO_3.$$

57. Partiendo de Na y P:

$$\left.\begin{matrix} Na \rightarrow Na_2O \\ P \rightarrow P_2O_5 \end{matrix}\right\} \rightarrow Na_3PO_4,$$

o bien, de Mg y C:

$$\left.\begin{matrix} Mg \rightarrow MgO \\ C \rightarrow CO_2 \end{matrix}\right\} \rightarrow MgCO_3.$$

58. (1).

$$CaCO_3 \xrightarrow{T} \underset{\text{óxido básico}}{CaO} + \underset{\text{óxido ácido}}{CO_2}\uparrow.$$

59.

(1) $Na_2O + H_2O = 2NaOH$;
(2) $CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O$;
(3) $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$;
(4) $2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$.

60. (3). Todas las demás reacciones se desarrollan.

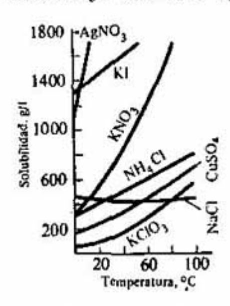
Capítulo I, § 4

1. (1), a; (2), c; (3), a; (4), a; (5), b; (6), a.
2.

(1) $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$;
$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$;
(2) $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons CaOH^+ + OH^-$;
$CaOH^+ \rightleftharpoons Ca^{2+} + OH^-$;
(3) $NaHCO_3 \rightleftharpoons Na^+ + HCO_3^-$;
$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$;
(4) $MgOHCl \rightleftharpoons MgOH^+ + Cl^-$;
$MgOH^+ \rightleftharpoons Mg^{2+} + OH^-$.

3. Aumenta; disminuye. A continuación se insertan las curvas de solubilidad de algunas sales.
Para una serie de sustancias la solubilidad disminuye con el crecimiento de la temperatura. Así, por ejemplo, para el hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$ la solubilidad a 20 °C constituye 1,6 g por

1000 g de H_2O, a temperatura de 60 °C la solubilidad es de 1,14 g, y a 100 °C constituye tan sólo 0,72.



4. (1). La masa de la disolución es: $1000 + 219 = 1219$ (g);
M ($CaCl_2$) = 111 g/mol;
m ($CaCl_2$) = 111 g.
ω ($CaCl_2$) = (m ($CaCl_2$)/m (de la disolución)·100 = (111/1219)·100 = 9,1%.

5. (3).

6.

(1) $NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$;
(2) $Fe(NO_3)_3 \rightleftarrows Fe^{3+} + 3NO_3^-$;
(3) $HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$;
(4) $Ba(OH)_2 \rightleftarrows Ba^{2+} + 2OH^-$.

7. (3).

100 g de la disolución contienen 30 g de NaOH
200 g de la disolución contienen x g de NaOH
$x = 60$ g.
6 g de NaOH se contienen en 100 g de la disolución
60 g de NaOH se contienen en x g de la disolución

$x = 1000$ g; a la disolución inicial es necesario añadir: $1000 - 200 = 800$ (g) de agua.

8. (2). $PS(AgCl) = 1{,}8 \cdot 10^{-10}$; $PS(AgBr) = 5{,}3 \cdot 10^{-13}$; $PS(AgI) = 8{,}3 \cdot 10^{-17}$.

9. (3).

$$\underset{0{,}15\ \text{mol}}{Mg(NO_3)_2} = \underset{0{,}15\ \text{mol}}{Mg^{2+}} + \underset{0{,}30\ \text{mol}}{2NO_3^-}.$$

A partir de 0,15 mol de $Mg(NO_3)_2$ se forman 0,15 mol de Mg^{2+} y 0,30 mol de NO_3^-; en total, 0,45 mol de iones.

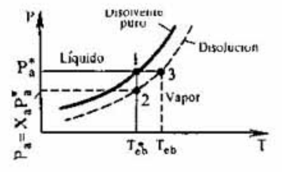
10. (4). 3 moles de iones, 4 moles de iones, 5 moles de iones.

11. (3). Como resultado de la hidrólisis: $Al^{3+} + HOH \rightleftharpoons Al(OH)^{2+} + H^+$.

12. (2).

13. (4).

14. (4). Al añadir al agua sal común se forma una disolución cuya temperatura de ebullición es superior a la temperatura de ebullición del disolvente puro



(o sea, del agua). El aumento de la temperatura de ebullición de la disolución es una de las propiedades coligativas de las disoluciones. Este aumento tiene lugar como resultado de la

disminución de la presión de vapor del disolvente puro. Lo expuesto se advierte con claridad en la figura que ilustra la influencia que la sustancia disuelta ejerce sobre la curva de equilibrio líquido — vapor para el disolvente.

Si P_a^* es la presión atmosférica, y T_{eb}^*, la temperatura de ebullición del agua (punto *1*), resulta que al añadir la sustancia disuelta (sal común) la presión de vapor disminuirá desde P_a^* hasta $P_a = X_a P_a^*$ (proporcionalmente a la cantidad añadida de sal común). Esta nueva presión es menor que la atmosférica y, por esta razón, la disolución a la temperatura T_{eb}^* ya no hierve. Con el fin de hacer que la disolución vuelva a hervir es necesario elevar su temperatura hasta el valor de T_{eb} (pasando de este modo del punto 2 al punto 3), donde la presión de vapor, otra vez, se torna igual a la atmosférica. En el caso de que en la primera variante de la respuesta se hubiera demostrado que la tapa cierra apretadamente el vaso, la temperatura de ebullición del líquido habría podido elevarse debido al aumento de la presión en el vaso.

15. 0,02. M ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) = 249,7 g/mol; la disolución obtenida contiene 5/249,7 = 0,02 mol, con la particularidad de que esta cantidad de sustancia se contiene también en 500 cm^3 de

disolución, como asimismo en 1 l de ésta y en cualquier otro volumen.

16. (2).
17. (3).
18. (1).

1 l de disolución contiene $40 \cdot 0,6 = 24$ g de NaOH
0,5 l de disolución contienen 12 g de NaOH

19. (1).
1 l de disolución contiene 0,2 mol de KOH
0,250 l de disolución contienen x mol de KOH
$x = 0,2 \cdot 250/1 = 0,05$ mol.
20. (3)
21. ω (NaCl) = 2,2%; ω (Na_2S) = 1,06%.
Supongamos que se han mezclado a 100 g de las disoluciones al 5% de Na_2S y $CuCl_2$:

$$\underset{134,5\ g/mol}{\overset{5g}{CuCl_2}} + \underset{78\ g/mol}{\overset{5g}{Na_2S}} = \underset{95,5\ g/mol}{CuS\downarrow} + \underset{58,5\ g/mol}{2NaCl}$$

ν ($CuCl_2$) = 5/134,5 = 0,037 mol;
ν (Na_2S) = 5/78 = 0,064 mol.
Han reaccionado por completo 0,037 mol de $CuCl_2$, se han formado 0,037 mol (3,5 g) de precipitado de CuS y 2 × × 0,037 mol (4,33 g) de NaCl; en la disolución han quedado la siguiente cantidad de Na_2S que no ha entrado en la reacción: 0,064 — 0,037 = 0,027 mol (2,1 g). La masa de la disolución es: 100 + 100 — 3,5 = 196,5 (g).

De este modo, la fracción en masa de NaCl es igual a $4,33 \cdot 100/196,5 =$

$= 2{,}2\%$, y la parte en masa de Na_2S constituye $2{,}1 \cdot 100/196{,}5 = 1{,}06\%$.

22. (4). Basándose en el gráfico, la solubilidad de 50 g de sustancia en 100 g de agua corresponde a la temperatura de 70° C.
23. (2).
24. (2).
25. (4).
26. (4).

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

27. (3). $\omega(Na_2CO_3) = 218 \cdot 100/(1000 + 218) = 17{,}8\%$.
28. (2). $500 - 200 = 300$ (g).
29. (3). $M(CoCl_2) = 130$ g/mol; $M(CoCl_2 \cdot 6H_2O) = 238$ g/mol, o sea, 476 g de $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ constituyen 2 moles; en la disolución se encontrarán 2 moles de $CoCl_2$ $(2 \cdot 130$ g).

100 g de la disolución contienen 13,15 g de $CoCl_2$
x g de la disolución contienen 260 g de $CoCl_2$

$x = 260 \cdot 100/13{,}15 = 1976$ (g), por consiguiente, la masa de agua necesaria para la disolución del hidrato cristalino es igual a $1976 - 476$ (masa del hidrato cristalino) $= 1500$ (g).

30. (2).

50 g de HNO_3 contienen 100 g de la disolución
x g de HNO_3 contienen $250 \cdot 1{,}3$ g de la disolución

$x = 50 \cdot 250 \cdot 1{,}3/100 = 162{,}5$ g.
$\omega(HNO_3) = 162{,}5 \cdot 100/(1000 + 325) = 12{,}2\%$.

31. (2).
32. (4). M_r ($FeSO_4$) = 152; M_r ($FeSO_4 \times \times 7H_2O$) = 278.

5 g de $FeSO_4$ deben contenerse en 100 g de disolución
x g de $FeSO_4$ deben contenerse en 10 000 g de disolución

$x = 5 \cdot 10\,000/100 = 500$ g de sulfato de hierro.

278 g de hidrato cristalino contienen 152 g de $FeSO_4$
x g de hidrato cristalino contienen 500 g de $FeSO_4$

$x = 278 \cdot 500/152 = 914$ g de $FeSO_4 \times \times 7H_2O$.
33. (2). M_r ($MnSO_4$) = 151; A_r (Mn) = 55; x, el número de moles de H_2O en un mol de hidrato cristalino.

24,66% corresponden a 55 g
100% corresponden a $(151 + 18 \cdot x)$ g

$x = 4$; la fórmula es $MnSO_4 \cdot 4H_2O$.
34. (4). M_r (LiCl) = 42,4; A_r (Li) = 6,9; x es el número de moles de H_2O en un mol de hidrato cristalino.

7,19% corresponden a 6,9 g
100% corresponden a $(42,4 + 18 \cdot x)$ g

$x = 3$; la fórmula es $LiCl \cdot 3H_2O$.
35. (1).

Na_2CO_3 —Q_x→ $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
+25 kJ ↘ Disolución ↙ −67 kJ

$Q_x = +25 - (-67) = +92$ (kJ).

36. —19,1 (absorción del calor).
$Q_x = -95,1 + 76,0 = -19,1$ (kJ).

$CaCl_2$ —(+95,1 kJ)→ $CaCl_2 \cdot 6H_2O$
$CaCl_2$ —(+76,0 kJ)→ Disolución
$CaCl_2 \cdot 6H_2O$ —(Q_x)→ Disolución

37. —77,61 (absorción del calor).
$Q_x = -(+66,11 + 11,5) =$
$= -77,61$ (kJ).

$CuSO_4$ ←(Q_x)— $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
$CuSO_4$ —(+66,11 kJ)→ Disolución
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ —(−11,5 kJ)→ Disolución

38. (1).

Na_2SO_4 ←(−81,6 kJ)— $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
Na_2SO_4 —(Q_x)→ Disolución
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ —(−78,7 kJ)→ Disolución

$Q_x = -(81,6) - 78,7 = +2,9$ (kJ).

39. (3). $Na_3PO_4 \rightleftarrows 3Na^+ + PO_4^{3-}$.
40. (4).

$$\underset{0,1\ \text{mol}}{FeCl_3} = \underset{0,1\ \text{mol}}{Fe^{3+}} + \underset{0,3\ \text{mol}}{3Cl^-}$$

$0,1 + 0,3 = 0,4$ (mol de iones).
41. (1).
42.

$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{T} CaCO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$,
$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$,
$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$.

43. (2).

44.

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + Na_2SO_4.$$

45. (4).

4,0 g de NaOH se contienen en 2 l de disolución
x g de NaOH se contienen en 1 l de disolución

$$x = 2\ g.$$

40 g de NaOH corresponden a 1 mol
2 g de NaOH corresponden a x moles

$$x = 0{,}05\ mol/l.$$

46. (2).

47. (2).

48. (1).

0,15 mol se contienen en 1 l de disolución
x moles se contienen en 0,050 l de disolución

$x = 0{,}0075$ mol de NaOH; M (NaOH) = = 40 g/mol,
la masa de la muestra pesada es igual a $0{,}0075 \cdot 40 = 0{,}30$ (g).

49. (4).

50. (1).

51. (3).

52. (4).

53. (3).

$$\underset{0{,}1\ mol}{Al_2(SO_4)_3} = \underset{0{,}2\ mol}{2Al^{3+}} + \underset{0{,}3\ mol}{3SO_4^{2-}}$$

La concentración molar de SO_4^{2-} es igual a 0,3 mol/l.

54. (4). $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$.

1 l de disolución contiene 2 moles de NaOH
0,050 l de disolución contiene x moles de NaOH

$$x = 0{,}1\ mol.$$

0,025 l de disolución contiene 0,1 mol de HCl
1 l de disolución contiene x mol de HCl

$x = 4$ mol, es decir, la concentración de la disolución de HCl es igual a 4 mol/l.

55. (3). Hidrólisis:

$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$,

$CO_3^{2-} + HOH \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$.

56. (3). $HCl = H^+ + Cl^-$, o sea, $[H^+] = 1 \cdot 10^{-2}$ mol/l.
57. (2). $pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-2} = 2$.
58. (4). $pH = 14 - \log [H^+] = 14 - 2 = 12$.
59. (4).
60. (4).
61. (4). Las disoluciones que poseen la propiedad de conservar el pH prácticamente constante, recibieron el nombre de *disoluciones tampón* o *amortiguadoras*. Dichas disoluciones, por regla general, constan de una mezcla de disoluciones de un ácido débil y de sal formada por este ácido y una base fuerte, o bien, de la disolución de una base débil y de sal formada por esta base y un ácido fuerte.
62. (4).
63. (4).
64. (3). Mezcla amortiguadora de carbonato.
65. (3). El dihidrofosfato de sodio. Durante la disolución en agua de sales mencionadas en la tarea, la reacción

del medio cambia debido a la hidrólisis:

(1) $Na_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHSO_3 + NaOH$;
$SO_3^{2-} + HOH \rightleftharpoons HSO_3^- + OH^-$;
(2) $Na_2HPO_4 + H_2O \rightleftharpoons NaH_2PO_4 + NaOH$;
$HPO_4^{2-} + HOH \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$;
(3) $NaH_2PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_4 + NaOH$;
$H_2PO_4^- + HOH \rightleftharpoons H_3PO_4 + OH^-$;
(4) $Na_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons Na_2HPO_4 + NaOH$;
$PO_4^{3-} + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + OH^-$.

Aparentemente, en todos los casos, durante la hidrólisis de estas sales el medio debería ser alcalino. Sin embargo, en la disolución de dihidrofosfato de sodio tiene lugar la disociación del ion dihidrofosfato:

$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$

que prevalece sobre el proceso de hidrólisis. Esta circunstancia, precisamente implica que la reacción del medio en la disolución de dihidrofosfato de sodio sea ácida.

66. (1). El hidrofosfato de sodio.

(1) $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$;
(2) $Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons (AlOH)^{2+} + H^+$;
(3) $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_4 + OH^-$;
$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$;
(4) $Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons (FeOH)^{2+} + H^+$.

La disolución alcalina se obtendrá tan sólo al disolver el hidrofosfato de sodio en agua. Durante la disolución de las demás sales el medio será ácido. La causa de la acidulación de la disolución al disolver al dihidrofosfato de sodio

en agua se explica en la respuesta al problema anterior.

67.

(1) Alcalino $CO_3^{2-} + HOH \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

(2) Ácido $Fe^{3+} + HOH \rightleftharpoons (FeOH)^{2+} + H^+$

(3) Ácido $Cu^{2+} + HOH \rightleftharpoons (CuOH)^+ + H^+$

(4) Neutro $NH_4^+ + CH_3COO^- + HOH \rightleftharpoons$
$\rightleftharpoons NH_4OH + CH_3COOH$.

68. (2).

$NH_4^+ + HOH \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$.

69. (2).

$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$;

la constante de disociación del ácido carbónico ya por la primera etapa tiene el valor mínimo en comparación con otros ácidos.

Se debe tener en cuenta que para las disoluciones acuosas de ácido carbónico se indica, habitualmente, el valor de la constante de disociación por la primera etapa:
$K_1 = [H^+]\,[HCO_3^-]/[H_2CO_3] = 4{,}2 \times \times 10^{-7}$, pero en este caso no se toma en consideración el hecho de que no todo el CO_2 disuelto pero no disociado se encuentra en la disolución en forma de H_2CO_3 ($CO_2 \cdot aq$). Si se tiene en cuenta la concentración real del H_2CO_3, resulta que $K_1 = 2 \cdot 10^{-4}$, lo cual, hablando en general, corresponde más a la estructura del ácido $(HO)_2CO$:

$$\begin{matrix} H-O \\ H-O \end{matrix}\!\!>\!C=O.$$

70. (1). El equilibrio de la reacción de hidrólisis

$Fe^{3+} + HOH \rightleftharpoons FeOH^{2+} + H^+$

se desplaza a la izquierda al aumentar en el sistema la concentración de los iones H^+, es decir, al añadir HCl.

71. (3). pH = —log $[H^+]$, es decir, el valor numérico del pH disminuye al aumentar la concentración de H^+.

72. (2).

73. (3). La capacidad de la disolución tampón (véase antes, la respuesta a la tarea N° 61) de mantener prácticamente constante el valor del pH se basa en que un componente de la disolución combina los iones hidrógeno, mientras que el otro lo hace con los iones hidróxido. A las disoluciones tampón pertenecen, por ejemplo, las siguientes: CH_3COOH y CH_3COONa, disolución tampón de acetato; NH_4OH y NH_4Cl, disolución tampón amónica; H_2CO_3 y $NaHCO_3$, $NaHCO_3$ y Na_2CO_3, disoluciones tampón de carbonato; NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4, disolución tampón de fosfato; el pH de una disolución tampón puede calcularse por las siguientes fórmulas:

$$pH = pK - \log \frac{C_{\text{ácido}}}{C_{\text{sal}}};$$

$$pH = pK - \log \frac{C_{\text{base}}}{C_{\text{sal}}},$$

donde el índice de fuerza del ácido (o, respectivamente, de la base) $pK =$

$= -\log K$, y K es la constante de disociación del ácido o de la base.
Los cálculos demuestran que los pH de las mezclas amortiguadoras mencionadas (siendo igual a 1 : 1 la relación molar de la mezcla) son:

de acetato	4,7	amónica	9,3
de carbonato	6,4	de fosfato	6,8

Estos datos evidencian que la mezcla más adecuada para mantener en la disolución acuosa el pH = 9 es la mezcla amortiguadora amónica (en la condición del problema su número es 3). Si a la disolución tampón amónica se añade un ácido, los iones hidrógeno entran en reacción con la base débil (NH_4OH):

$$NH_4OH + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + H_2O$$

formándose moléculas poco disociadas de agua. El consumo de iones OH^- se compensa por la disociación de NH_4OH, y el pH de la disolución prácticamente no varía. Al añadir álcali a esta disolución tampón tiene lugar la combinación de los iones OH^- con los iones NH_4^+ que están presentes en la disolución en una gran cantidad a costa de la disociación de la sal de amonio:

$$NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons NH_4OH (NH_3 \cdot H_2O).$$

De este modo, la concentración de los iones OH^- en la disolución no aumenta y el pH queda invariable (natural-

mente, dentro de unos límites determinados que llevan el nombre de *capacidad amortiguadora de la disolución*). De modo análogo se desarrollan los procesos al añadir cantidades pequeñas de ácido o de álcali a otras disoluciones tampón.
A la respuesta correcta se puede llegar también sin recurrir al cálculo cuantitativo del pH de la disolución tampón. El análisis cualitativo de los pares de sustancias mencionadas en la condición del problema demuestra que el medio alcalino puede producirse tan sólo en el caso de tener el par amónico. Todos los demás pares proporcionan medios débilmente ácidos.
El mecanismo de acción de la disolución tampón de fosfato es el mismo que para otras disoluciones. En este caso el ion dihidrofosfato actúa como ácido débil que combina los iones OH^-:

$$H_2PO_4^- + OH^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_2O,$$

y el ion hidrofosfato actúa como base débil que combina los iones H^+:

$$HPO_4^{2-} + H^+ \rightleftharpoons H_2PO_4^-.$$

Por cuanto los dihidrofosfatos forman iones $H_2PO_4^-$ que se disocian de acuerdo con el esquema $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$, y en cuanto a los iones hidrofosfato HPO_4^{2-}, éstos se disocian en un grado insignificante por el esquema

$$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-},$$

resulta que los dihidrofosfatos se pueden considerar como ácido débil, y los hidrofosfatos, como su sal.

74.

(4). $PO_4^{3-} + HOH \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + OH^-$,

o sea, el medio es alcalino.

75.

(3). $CrCl_3 + 3NaOH = Cr(OH)_3\downarrow + 3NaCl$.

76.

(1). $NH_3 + HOH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$.

77. (1).

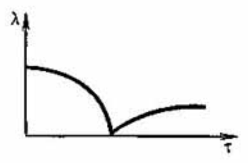
$Na_2CO_3 \rightleftharpoons 2Na^+ + CO_3^{2-}$;
$CO_3^{2-} + HOH \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$;

medio débilmente alcalino, el valor del pH llega a ser mayor que 7.

78.

$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$;
$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$.

Al dejar pasar CO_2 a través de la disolución, la conductibilidad eléctrica disminuirá con bastante rapidez debido



a que se forma $CaCO_3$ insoluble, después la conductibilidad eléctrica aumenta paulatinamente como resultado de la

formación de una sal ácida que se disocia:

$Ca(HCO_3)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2HCO_3^-$.

79.

$FeOH^{2+} + HOH \rightarrow Fe(OH)_2^+ + H^+$;

$FeOH^{2+}$, a su vez, es producto de hidrólisis de cualquier sal soluble de Fe^{3+}.

80.

$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O =$
$= 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 3Na_2SO_4$.

81.

$Zn\ (sól) \rightarrow Zn^{2+} + 2\bar{e}$;

$2MnO_2\ (sól) + 8NH_4^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2Mn^{3+} +$
$+ 4H_2O + 8NH_3$.

82.

$Pb\ (sól.) + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4\ (sól) + 2\bar{e}$;

$PbO_2\ (sól) + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow$
$\rightarrow PbSO_4\ (sól) + 2H_2O$.

83. 49 y 24,5. Durante la electrólisis se descompone solamente el agua, es decir, la cantidad de sulfato de potasio en la disolución no varía.

La masa del agua en la disolución: a) antes de la electrólisis $m\ (H_2O) = 150$ g; b) después de la electrólisis $m\ (H_2O) = m$ (de la disolución) $- m\ (K_2SO_4) = (20/0,15) - 20 = 113,3$ (g).

La masa del agua descompuesta durante la electrólisis es: $m\ (H_2O) = 150 - 113,3 = 36,7$ (g), es decir, $\nu\ (H_2O) = 2,04$ mol. Puesto que

$2H_2O = 2H_2 + O_2$, resulta que $\nu(H_2) = 2{,}04$ mol y $\nu(O_2) = 1{,}02$ mol, de aquí:
$V(H_2) = \nu(H_2)\cdot RT/P = 2{,}04 \times$
$\times\ 8{,}314\cdot 293{,}15/101325 = 0{,}049\ (m^3) =$
$= 49$ l,
$V(O_2) = V(H_2)/2 = 0{,}049/2 =$
$= 0{,}0245\ m^3 = 24{,}5$ l.

84.

(1). $Fe^0 - 2\bar{e} = Fe^{2+}$; $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$.

85.

$Zn^0 + Fe^{2+} = Zn^{2+} + Fe^0$
$Zn^0 + Pb^{2+} = Zn^{2+} + Pb^0$
$Zn^0 + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu^0$
$Pb^0 + Cu^{2+} = Pb^{2+} + Cu^0$.

	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}
Zn		+	+	+
Pb	–	–		+

86.

$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni^0$ y $Ni^0 - 2\bar{e} = Ni^{2+}$.

Además, en el cátodo de Pt es posible el desprendimiento de hidrógeno a costa del siguiente proceso: $2H_2O + 2\bar{e} = H_2\uparrow + 2OH^-$. La disolución anódica del metal se utiliza para la obtención del níquel puro (afino electrolítico).

87. Cobre; oxígeno. La ecuación total del proceso de electrólisis es:

$$2Cu(NO_3)_2 + 2H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} 2Cu + O_2\uparrow + $$
$$+ 4HNO_3.$$

En el cátodo:

$$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0.$$

En el ánodo:

$$2H_2O - 4\bar{e} = O_2\uparrow + 4H^+.$$

88.

$$(1)\ Ag^+ + \bar{e} = Ag^0.$$

89.

$$(1)\ 2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_2\uparrow + Cl_2\uparrow +$$
$$+ 2NaOH.$$

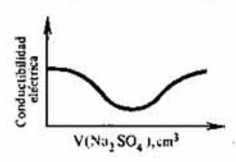
En el cátodo: $2H_2O + 2\bar{e} = H_2\uparrow +$ $+ 2OH^-$.

90.

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl;$$

seguidamente, el exceso de electrólito Na_2SO_4:

$$Na_2SO_4 \rightleftharpoons 2Na^+ + SO_4^{2-}.$$



91. Svante Arrhenius.



Svante August Arrhenius (1859—1927). Físico-químico sueco, miembro de la Academia Real de Ciencias de Suecia (desde 1901). Uno de los fundadores de la química física. Los principales trabajos científicos de Arrhenius están dedicados a la teoría de las disoluciones y de la cinética de las reacciones químicas: promovió la teoría fundamentada de la disociación electrolítica, fue el primero en explicar la esencia de la dependencia entre la temperatura y la velocidad de las reacciones e introdujo el concepto de energía de activación.

Arrhenius fue miembro de muchas academias de ciencias y de sociedades científicas. Miembro-correspondiente extranjero de la Academia de Ciencias de San-Petersburgo (desde 1903). Miembro honorífico de la Academia de Ciencias de la URSS (desde 1926).

Premio Nobel adjudicado por los méritos excepcionales en el desarrollo de la química y la creación de la teoría de la disociación electrolítica.

1.

(1) $CuO + H_2 = Cu + H_2O$
(2) $2Cu + O_2 = 2CuO$
(3) $Cu + O_2 = CuO_2$
(semejante compuesto no se forma y no existe)
(4) $Cu + H_2SO_4 \neq$
(la reacción no se desarrolla)
(5) $CuO + H_2SO_4 = H_2O + CuSO_4$

2. (1).
3. (2), (3), (4), (9);
(1), (5), (6), (7), (8), (10).
4. (2).
5.

$\underset{\text{disolución azul}}{Fe + CuCl_2} \rightarrow \underset{\text{disolución verdosa}}{FeCl_2} + Cu\downarrow$; (3).

6. (4). Al mezclar la disolución de ácido con la disolución de base, se desarrolla la reacción de neutralización; en las condiciones experimentales la neutralización se logra si se tienen cantidades estequiométricamente equivalentes de ácido y de base.
7. (1), b; (2), d; (3), a; (4), c.
8. (2).
9. (1).
10. (4).
11.

(2). $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$.

12.

(4). $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.

13. (3).
14. (3).
15. (3).
16.

(1) $2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$;
(2) $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$;
(3) $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$;
(4) $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$.

17. (4).

(1) $MnSO_4 + Na_2S \rightarrow MnS\downarrow + Na_2SO_4$;
(2) $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$;
(3) $CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$;
(4) $FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$.

18. (3).
19.

(1) $A^0 + n\bar{e} \rightarrow A^{n-}$.

20.

$CaCO_3$; $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$.

21. (4). En el esquema (b) H_2O_2 es reductor en medio ácido, y en el esquema (d), en el alcalino.
22. (2).
23.

$C + O_2 = CO_2$; $CO_2 + C = 2CO$.

24.

$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$.

25. $2KMnO_4 - 5K_2SO_3 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 +$
$+ 6K_2SO_4 + 3H_2O$.
26. (1). $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$.
27. (2).
28. As y S.

29.

$K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 2CrCl_3 + 3Cl_2\uparrow +$
$+ 2KCl + 7H_2O;$
$2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 +$
$+ 2MnSO_4 + 5S + 8H_2O.$

30.

(3). $2KMnO_4 + 16HCl = 2MnCl_2 + 2KCl +$
$+ 8H_2O + 5Cl_2\uparrow.$

31.

(4). $10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 =$
$= 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + 8H_2O +$
$+ K_2SO_4.$

32. (2).
33. (3).
34. (1), (4), (5), (6), (7), (8);
(2), (3).
35. (2).
36. +75 (el calor se ha desprendido).
37. (4).

Durante la combustión de 12 g de carbón se han liberado 402,24 kJ de calor
Durante la combustión de x g de carbón se han liberado 167 600 kJ de calor

$$x = 12 \cdot 167\ 600/402{,}24 = 5000 \text{ g}.$$

38. (2). 150 — 50 = 100 (kJ) (el calor se ha desprendido).
39. (2).
40. (3).
41. (4).
42. (4). El proceso más lento es el que determina la velocidad.
43. $v = k\,[A^2]$. La ecuación de la reacción $2A + 3B = 3C + 2D$ refleja tan sólo

el proceso total, en tanto que la velocidad de la reacción, como se advierte de los datos experimentales, depende de la concentración de la sustancia A en el segundo grado. Así, por ejemplo: $v = k\,[A]^2 = 0{,}1^2 = 0{,}01$ (experimento I);

$v = k\,[A]^2 = 0{,}2^2 = 0{,}04$ (experimento II);
$v = k\,[A]^2 = 0{,}2^2 = 0{,}04$ (experimento III).

44. (4). La ecuación de la velocidad del proceso a base de la condición del problema, se escribirá de la siguiente forma: $v_0 = k\,[A_2]\,[B_2]$; al aumentar la concentración de cada reactivo 2 veces, la velocidad de la reacción incrementará 4 veces: $v_1 = k\,[2A_2]\,[2B_2] = 4k\,[A_2]\,[B_2] = 4v_0$.

45. (2). La cantidad de hidrógeno que se desprende es proporcional a la superficie total de los cubos. Por cuanto la superficie total del cinc aumenta 10 veces, aproximadamente, también el volumen del hidrógeno que se desprende crece en una unidad de tiempo aproximadamente 10 veces.
Cálculo: supongamos que s es la superficie inicial del cubo; a, la longitud de su arista, y s', la superficie del nuevo cubo obtenido debido a la trituración.

En este caso, $s = 6a^2$; $s' = 6a/10^2 = 0{,}06a^2$ (la longitud de la nueva arista es igual a $a/10$); $\sum s' = 1000 \cdot 0{,}06\ \times$

$\times a^2 = 60a^2$; de aquí, $\sum s'/s = 60a^2/6a^2 = 10$.

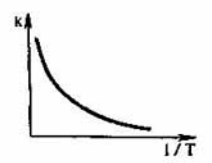
46. (1).
47. (3).
48. (1).
49. (3). MnO_2 ejerce la acción catalítica sobre la descomposición del peróxido de hidrógeno por la reacción total:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow.$$

50. (3). Las velocidades de todas las reacciones que se desarrollan en una etapa, o de las etapas elementales crecen con el aumento de la temperatura. La expresión para la constante de velocidad k de una reacción bimolecular (ecuación de Arrhenius) se anota de la siguiente forma: $k = Z \exp[E_a/(RT)]$, donde Z es una constante; E_a, la energía de activación; R, la constante universal de los gases, y T, la temperatura absoluta.

    De este modo, el crecimiento de la velocidad de la reacción con la elevación de la temperatura transcurre exponencialmente [es decir, concuerda con la dependencia gráfica mostrada en la respuesta (3)]. La misma dependencia se puede obtener si se utiliza la regla empírica de Van't Hoff, quien a finales del siglo XIX había hallado que la velocidad de la reacción aumentaba de 2 a 4 veces, aproximadamente, por cada 10 grados de elevación de la temperatura.

51.



52. (2).

53. (3). $2^x = 8$, $x = 3$; $2^y = 2$, $y = 1$; $2^z = 4$, $z = 2$.

54. (1). Reacción endotérmica.

55. (1) A la izquierda (4) A la derecha
(2) A la izquierda (5) A la izquierda
(3) A la derecha

56. (3).

57. (2).

58.

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI; \quad K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}; \qquad (2)$$

59.

(1) $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$;
(2) $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$;
(3) $NH_4^+ + OH^- = NH_4OH = NH_3\uparrow + H_2O$;
(4) $Al(OH)_3 + OH^- = [Al(OH)_4]^-$.

60. (1) H_2S; (3) $3Fe_3O_4$;
(2) $4Zn(NO_3)_2$; (4) SiH_4.

61. (4).

62.

(1) $2CrO_4^{2-} + 2H^+ = Cr_2O_7^{2-} + H_2O$;
(2) $6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ = 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 7H_2O$;
(3) $Cr_2O_7^{2-} + 4Cl^- + 6H^+ = 2CrO_2Cl_2 + 3H_2O$.

63. (3). Basándose en los potenciales normales de oxidación:

$$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0, \quad E^\circ = +0{,}34\ V;$$
$$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}, \quad E^\circ = +0{,}77\ V,$$

se puede sacar la conclusión de que se desarrolla espontáneamente el siguiente proceso:

$$Fe^{3+} + Cu^0 = Fe^{2+} + Cu^{2+}.$$

64. $CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2CO_3 = H_2O + CO_2\uparrow;$
$CO_3^{2-} + H^+ = HCO_3^-.$

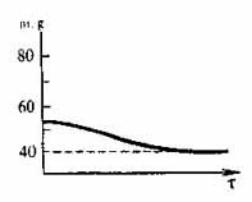
65.

(1) $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O;$
(2) $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O;$
(3) $2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O.$

66.

$$\underset{107\ g/mol}{\overset{53{,}5\ g}{2Fe(OH)_3}} \xrightarrow{T} \underset{106\ g/mol}{Fe_2O_3} + 3H_2O$$

$\nu\ (Fe(OH)_3) = 53{,}5/107 = 0{,}5$ (mol). Como resultado de la reacción se forman

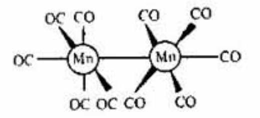


0,25 mol de Fe_2O_3, lo que corresponde a 40 g.

Marcamos en el gráfico de dependencia de la masa de la pesada respecto al tiempo de calcinación los valores obtenidos de la masa inicial (53,5 g) y de la masa de sustancia (40 g) que quedó después de la calcinación del hidróxido de hierro (III). Por cuanto la pérdida de masa se produce paulatinamente, durante la calcinación del hidróxido de hierro (III), unimos el valor inicial y el final mediante una curva suave.

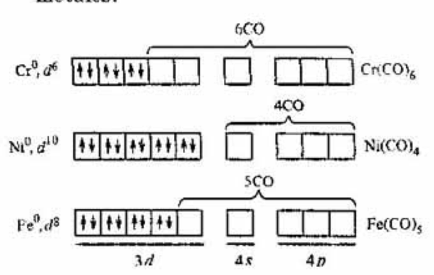
67. (2). Durante la transición $O_2 \rightarrow O_3$ no se produce la variación del número de valencia o de oxidación del elemento.

68. (2). Los elementos *d* con el número impar de electrones de valencia forman complejos de dos núcleos del tipo de «cluster» (acumulación) con el enlace metal — metal. Así, por ejemplo, el manganeso forma con el óxido de carbono (II) el carbonilo $Mn_2(CO)_{10}$ sin grupos puente con el enlace Mn — Mn:



El níquel, el cromo y el hierro, como tienen el número par de electrones de valencia, forman carbonilos mononucleares; en este caso, la composición de los carbonilos corresponde al número

de orbitales libres de los átomos de metales:



69. O_3 (gas) + O (gas) = $2O_2$ (gas).
De este modo, el caso examinado representa el ejemplo más simple de catálisis homogénea donde el monóxido de nitrógeno hace las veces de catalizador de la reacción de descomposición del ozono, por cuanto aumenta la velocidad de la reacción total, pero él mismo, en este caso, no se somete a transformación química. El óxido de nitrógeno (II) se consume solamente en una etapa de la reacción (O_3 (gas) + NO (gas) = = NO_2 (gas) + O_2 (gas)) y vuelve a formarse en la siguiente etapa (NO_2 (gas) + O (gas) = NO (gas) + + O_2 (gas)).

70. (2). La variación de la masa de la muestra de $KClO_3$ constituye, aproximadamente, de 24 a 25 g (véase el gráfico).

(1) $4KClO_3 \xrightarrow{\sim 400\ ^\circ C} 3KClO_4 + KCl$.

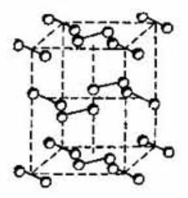
No hay variación de la masa.

$$(2)\ \underset{122,5\ g/mol}{\overset{0,5\ mol}{2KClO_3}} \xrightarrow{MnO_2} \underset{74,5\ g/mol}{\overset{0,5\ mol}{2KCl}} + 3O_2\uparrow.$$

$\nu(KClO_3) = 61,25/122,5 = 0,5$ (mol),
$\nu(KCl) = \nu(KClO_3) = 0,5$ mol.
La variación de la masa es: $61,25 - 0,5 \cdot 74,5 = 24$ (g). A la condición del gráfico corresponde la respuesta (2).

Capítulo II, § 1

1. (1) Gas — Verde claro
   (2) Gas — Amarillo-verde
   (3) Líquido — Rojo-pardo
   (4) Cristales — Violeta oscuro
2. (2). Los halógenos en estado sólido tienen la red cristalina de tipo molecular (en la figura se representa la red de Br_2).



3. ns^2np^5.
4.

$$\underset{\text{pirolusita}}{MnO_2} + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2\uparrow.$$

5. (4).
6. Amarillo-verde; 3,21; −34,6.

7. (1).
8. (4).
9. (1). Entre los halógenos las propiedades oxidantes se manifiestan con máxima intensidad en el flúor. En su atmósfera arden incluso las sustancias tan resistentes como agua y vidrio.
10. (4).
11. (2). La alta actividad química del flúor se explica, por una parte, por el hecho de que su molécula tiene energía baja de disociación (tan sólo de 151 kJ/mol); para comparar: la energía de disociación del cloro es igual a 242,5 kJ/mol, y la del oxígeno, a 498,4 kJ/mol, y en cuanto al flúor, el enlace químico en la mayoría de sus compuestos es estable. Por otra parte, la energía de activación de las reacciones con participación del flúor es relativamente baja.
La electronegatividad de los elementos no puede servir de criterio de actividad química (en particular, de la oxidante) de las sustancias simples. Tomemos, a título de ejemplo, el nitrógeno: éste es uno de los elementos más electronegativos, sin embargo, como bien se conoce, el nitrógeno molecular es sumamente inerte.
12. (4).

$$SiO_2 + 2F_2 = SiF_4 + O_2.$$

13. (4).

$$Xe + 2F_2 = XeF_4.$$

14.

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2.$$

Este es el proceso fundamental. Sin embargo, cuando el flúor reacciona con el agua se forma oxígeno atómico, debido a lo cual se desarrolla el proceso secundario:

$$H_2O + Fe_2 \rightarrow 2HF + O; \quad O + O \rightarrow O_2;$$
$$O + O_2 = O_3; \quad H_2O + O \rightarrow H_2O_2;$$
$$F_2 + O \rightarrow F_2O,$$

de modo que se forman dos sustancias simples, pero la cantidad de oxígeno es mucho mayor.

15.

ClF_3, trifluoruro de cloro; $Cl_2 + 3F_2 = 2ClF_3$.

16. (3).

17. (4).

$$2HCl + F_2 = 2HF + Cl_2.$$

18. (3).

$$2Cl_2 + 2Ca(OH)_2 = Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + $$
$$+ 2H_2O.$$

19. (1). Hagamos el cálculo:

(1) $\underset{23\ g/mol}{Na} + 0{,}5Cl_2 = NaCl.$

(2) $\underset{122\ g/mol}{Sb} + 2{,}5Cl_2 = SbCl_5.$

En el caso (1) se queman $5/23 = 0{,}22$ (mol) de sodio y se desprenden $0{,}22Q$ de calor, y en el caso (2), tan sólo $5/122 = 0{,}04$ (mol) de antimonio y $0{,}04Q$ de calor (5,5 veces menor, aproximadamente).

20. Aproximadamente, 32 kPa. Valiéndose de la ecuación de Mendeléiev—Clapeyron $PV = (m/M)\ RT$ se halla la presión inicial del cloro a 0 °C:

$$P = 0{,}01 \cdot 8{,}31 \cdot 273/(71 \cdot 0{,}01) = 32\ (kPa).$$

21. Aproximadamente, 64 kPa. El cálculo es análogo al insertado en el problema N° 20.

22. (3).

23. (1).

$$\underset{1\ mol}{2Na} + \underset{2\ mol}{Cl_2} = \underset{x\ mol}{2NaCl}.$$

$$\nu\ (NaCl) = 1 \cdot 2/2 = 1\ (mol).$$

24. (1).

25. (1).

$$\underset{58{,}5\ g/mol}{\overset{20\ g}{NaCl}} + \underset{170\ g/mol}{\overset{20\ g}{AgNO_3}} = \underset{143{,}5\ g/mol}{AgCl\downarrow} + NaNO_3.$$

$\nu\ (NaCl) = 20/58{,}5 = 0{,}34$ (mol);
$\nu\ (AgNO_3) = 20/170 = 0{,}117$ (mol);
$m\ (AgCl) = 143{,}5 \cdot 0{,}117 = 16{,}8$ (g).

26. (1).

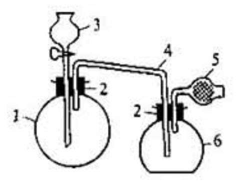
27.

$$SiCl_4 + 3HOH = H_2SiO_3 + 4HCl.$$

28. (2). La disminución del efecto térmico está relacionada con la disminución de la estabilidad de los haluros que se forman al pasar del flúor al yodo.

29. Ácido clorhídrico concentrado; MnO_2, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ (oxidantes).

30. Si como oxidante se toma $KMnO_4$, el esquema del aparato puede representarse del modo siguiente.



1, matraz de fondo redondo; *2*, tapón de goma; *3*, embudo cuentagotas; *4*, tubo de evacuación de los gases; *5*, tubo con carbón activado; *6*, frasco (para la recolección del cloro)

31. (4).
32. (2).

$$KClO_3 + 6HCl = 3Cl_2\uparrow + KCl + 3H_2O.$$

33. (2)

$$NaCl\ (sól.) + H_2SO_4\ (conc.) = NaHSO_4 + HCl\uparrow.$$

34. (1). La cal sódica es una mezcla de cal apagada $Ca(OH)_2$ con NaOH. El cloruro de hidrógeno reaccionará con la cal sódica.
35. (2).
36. (2).
37. (2).
38. (1).
39. (1).
40. (4).
41. (3).

$$Na\overset{+1}{Cl}O + 2H\overset{-1}{Cl} = Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Cl_2} + H_2O.$$

42. 75; 25. $H_2 + Cl_2 = 2HCl$; 30 fracciones en volumen de HCl se obtienen durante la interacción de 15 fracciones en volumen de Cl_2. De este modo, en la mezcla gaseosa inicial las fracciones en volumen del cloro son: $60 + 15 = 75\%$; y las del hidrógeno: $10 + 15 = 25(\%)$.

43.

(1) CaF_2 (sól) + H_2SO_4 (conc) →
→ 2HF (gas) + $CaSO_4$;

(2) 2NaCl (sól) + H_2SO_4 (conc) →
→ 2HCl (gas) + Na_2SO_4;

(3) 2NaBr (sól) + $2H_2SO_4$ (conc) $\xrightarrow{T}$
$\xrightarrow{T}$ Br_2 (gas) + SO_2 (gas) + Na_2SO_4 +
+ $2H_2O$;

(4) 8NaI (sól) + $5H_2SO_4$ (conc) $\xrightarrow{T}$
$\xrightarrow{T}$ $4Na_2SO_4 + H_2S$ (gas) $+ 4I_2 + 4H_2O$.

HBr y HI no se pueden obtener por reacción de sus sales con H_2SO_4, por cuanto se someten a oxidación en presencia de ácido sulfúrico y a temperatura elevada necesaria para iniciar las reacciones (3) y (4).

44. $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$. En la ecuación de la reacción expuesta el ácido clorhídrico manifiesta propiedades oxidantes como resultado de la reducción de los iones hidrógeno

$(2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0)$.

45. (4).

$$\underset{65\ g/mol}{\overset{13\ g}{Zn}} + \overset{11.2\ l}{2HCl} = ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

$\nu (Zn) = 13/65 = 0,2$ (mol),
$\nu (HCl) = 11,2/22,4 = 0,5$ mol.

El cinc está en insuficiencia, por esta causa se ha desprendido 0,2 mol de H_2, es decir, 4,48 l.

46. HClO. Se explica por la mínima estabilidad del anión y, además, el valor decisivo lo tiene el oxígeno atómico que se libera durante la descomposición del ácido hipocloroso expuesto a la luz.

47.

$3Cl_2 + 6KOH = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$; calentamiento.

48. 0,672.

$$\underset{122,5\ g/mol}{\overset{2,45\ g}{2KClO_3}} = 2KCl + 3O_2\uparrow.$$

$\nu (KClO_3) = 2,45/122,5 = 0,02$ (mol); $\nu (O_2) = 0,03$ (mol); $V (O_2) = 0,03 \times$ $\times\ 22,4 = 0,672$ (l).

49.

(1) $4HCl + MnO_2 \xrightarrow{T} MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$;

(2) $Cl_2 + H_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$;

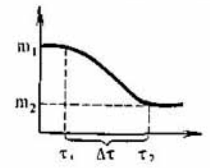
(3) $3Cl_2 + \underset{caliente}{6KOH} \xrightarrow{T} KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$;

(4) $KClO_3 + 6HCl = 3Cl_2\uparrow + KCl + 3H_2O$.

50. (3).

$$\underset{122,5\ g/mol}{2KClO_3} \xrightarrow{T} \underset{74,5\ g/mol}{2KCl} + 3O_2\uparrow.$$

De acuerdo con la ecuación de la reacción, durante la descomposición térmica de 1 mol de sal do Berthollet (clorato de potasio) la masa del residuo se hace menor que la masa inicial casi una vez y media (122,5/74.5 = 1,64). El oxígeno gaseoso se fuga. Do estc modo, si marcamos en el gráfico la masa inicial del clorato de potasio m_1 y la masa del residuo que queda después



de la descomposición m_2, entonces, durante el calentamiento en el curso de cierto tiempo ($\Delta\tau$) tendrá lugar la descomposición que va acompañada de disminución de masa. Después de la completa descomposición del clorato de potasio la masa del residuo no cambiará, puesto que el cloruro de potasio formado como resultado de la reacción no se descompone durante el calentamiento.

51. (2). El radical Cl· entra en la sucesiva interacción.

52. $v = k_1$ [HBr] [O_2]. La velocidad total del proceso se limita por la etapa más lenta.

53. (2). El difluoruro de oxígeno OF_2 es un fuerte oxidante, éste se obtiene al

dejar pasar rápidamente el flúor a través de la disolución diluida de álcali:

$2F_2 + 2NaOH$ (disolución) $= OF_2 + 2NaF +$
$+ H_2O$.

54. (4).
55.



56. (2). El yodo es un oxidante más débil que el bromo.
57. (4).
58. (3).
59. (1) $K_1 = [I_2$ (disolución)$]$

(2) $K_2 = \frac{[I_3^-]}{[I^-]}$

(3) $K_3 = \frac{[I_3^-]}{[I^-][I_2]}$

(b).

60.

$I_2 + 10HNO_3$ (conc) $= 2HIO_3 + 10NO_2\uparrow +$
$+ 4H_2O$.

Capítulo II, § 2

1. ns^2np^4.
2. (2); (1).
3. $^{16}_{8}O$ $1s^22s^2p^4$; $^{18}_{8}O$ $1s^22s^2p^4$.

4. (4). $\overset{+1}{O_2}\overset{-1}{F_2}$.
5. (2). $m = 50 \cdot 1 \cdot 32/22{,}4 = 71{,}4$ (g).
6. (2). $p\ (O_2) = 98{,}66 \cdot 210/(210 + 780 + 10) = 20{,}72$ (kPa).
7. (4).
8. (1). $p\ (O_2) = 800 \cdot 2/(2 + 3) = 320$ (kPa).
9. (2). Las pesadas son de 10 g cada una.

$$\underset{216{,}6\ g/mol}{\overset{0{,}05\ mol}{2HgO}} \xrightarrow{T} 2Hg + \overset{0{,}025\ mol}{O_2\uparrow}.$$

$$\underset{122{,}5\ g/mol}{\overset{0{,}08\ mol}{2KClO_3}} \xrightarrow{MnO_2,\ T} 2KCl + \overset{0{,}12\ mol}{3O_2}$$

$$\underset{158\ g/mol}{\overset{0{,}06\ mol}{2KMnO_4}} \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + \overset{0{,}03\ mol}{O_2\uparrow}$$

$$\underset{101\ g/mol}{\overset{0{,}1\ mol}{2KNO_3}} \rightarrow 2KNO_2 + \overset{0{,}05\ mol}{O_2\uparrow}.$$

10. (2). Al aire (o en el oxígeno a presión atmosférica) los metales alcalinos arden. En este caso, el litio forma tan sólo el óxido Li_2O (con huellas de Li_2O_2), el sodio, de ordinario, forma el peróxido Na_2O_2, sin embargo, al calentarlo bajo presión elevada de oxígeno, este compuesto puede absorber aún más oxígeno, formando el hiperóxido NaO_2. En cuanto al potasio, el rubidio y el cesio, éstos forman hiperóxidos del tipo KO_2. El óxido de sodio Na_2O se obtiene, habitualmente, por reducción de Na_2O_2 mediante el sodio metálico (es decir, por vía indirecta):

$$Na_2O_2 + 2Na = 2Na_2O.$$

11. (4).
12. (2);

$$3O_2 \overset{\text{⚡}}{=} 2O_3.$$

13.

$$2KI + O_3 + H_2O = I_2 + 2KOH + O_2\uparrow.$$

14. La ecuación de la reacción de descomposición del permanganato de potasio es:

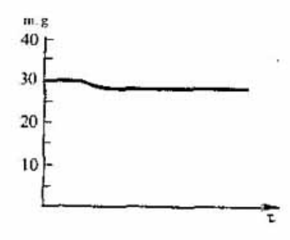
$$2KMnO_4 \xrightarrow{T} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow.$$

La masa de la muestra pesada disminuirá en la masa del oxígeno liberado durante la descomposición, a saber:

2·158 g de $KMnO_4$ liberan 16 g de oxígeno
30 g de $KMnO_4$ liberan x g de oxígeno

$x = 30 \cdot 16/(2 \cdot 158) = 1,5$ (g) de O_2.

Trazamos el gráfico que refleja la variación de la masa de la pesada con el tiempo de calcinación.



15. (1). Las sustancias cuyas moléculas contienen electrones no apareados poseen el campo magnético propio y son *paramagnéticas*. Estas sustancias se atraen en un campo magnético.
16. 6000.

Para fundir 1 g de H_2O a 0 °C se necesitan 333,5 J de calor
Para fundir 18 g de H_2O a 0 °C se necesitan q J de calor

$q = 6000$ J/mol.
17. (2).
18. (4).
19. (4).

$$\underset{88\ g/mol}{\overset{11\ g}{FeS}} + \underset{36,5\ g/mol}{\overset{m,\ g}{2HCl}} = FeCl_2 + H_2S\uparrow.$$

ν (FeS) = 11/88 = 0,125 (mol); de acuerdo con la ecuación de la reacción ν (HCl) = 0,25 (mol). En este caso m (HCl) = 0,25·36,5 = 9,12 (g); m (de la disolución) = m (HCl)/ω (HCl) = = 9,12/0,2 = 45,6 (g).
20.

(2) $2HgO \xrightarrow{T} 2Hg + O_2\uparrow$.

21. (2).
22. Disminuye.
23. (2); (b).

Óxido	δ	Óxido	δ
Na_2O	−0,81	P_2O_5	−0,13
MgO	−0,35	SO_3	−0,06
Al_2O_3	−0,31	Cl_2O_7	−0,01
SiO_2	−0,23		

24. (4).
25. (3).
26. (2).
27. (2).
28. (1).
29. (3).
30. Aumento; disminución.

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q.$$

31. (3).
32. (3).

$$Pb^{2+} + H_2S = PbS\downarrow + 2H^+.$$

33. (2).

$$+296{,}9 + 101{,}3 = 398{,}2 \text{ (kJ)}.$$

34. —0,38.

$$S \text{ (m.)} + O_2 \rightarrow SO_2 + 296{,}83 \text{ kJ},$$
$$S \text{ (r.)} + O_2 \rightarrow SO_2 + 297{,}21 \text{kJ}.$$

$$\begin{array}{ccc} S\text{(m.)} & \xrightarrow{Q_x} & S\text{(r.)} \\ Q_1 = +296{,}83\text{kJ} \searrow & & \swarrow Q_2 = +297{,}21\text{kJ} \\ & SO_2 & \end{array}$$

$$Q_x = +296{,}83 - 297{,}21 = -0{,}38 \text{ (kJ)}.$$

35. (2).
36. (1).
37. (2).
38. Sulfuro de cobre (I).

39. Cobre, ácido sulfúrico concentrado

$(Cu + 2H_2SO_4 \overset{T}{=} CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O)$; sulfito con ácido

$(2H^+ + SO_3^{2-} = SO_2\uparrow + H_2O)$.

40. (2).
41. (2).

$M(H_2S) = 34$ g/mol; $m(H_2S) = 2{,}3 \cdot 34/22{,}4 \approx$
$\approx 3{,}5$ (g); $\omega(H_2S) = 3{,}5 \cdot 100/1003{,}5 = 0{,}34$ (%).

42.

$2FeCl_3 + H_2S \rightarrow 2FeCl_2 + 2HCl + S$;
$Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$; $H_2S - 2\bar{e} \rightarrow S + 2H^+$.

43.

$3S + 6NaOH = 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$.

44. (3).
45. (4).
46. (2). La ecuación de la reacción es:

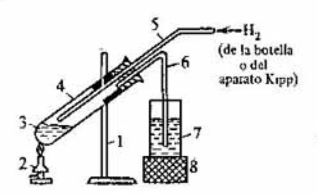
$$\underset{98\ g/mol}{\overset{245\ g}{2H_2SO_4}} + Zn = ZnSO_4 + \underset{64 g/mol}{SO_2\uparrow} + 2H_2O$$

$\nu(H_2SO_4) = 245/98 = 2{,}5$ (mol). Por la ecuación de la reacción $\nu(SO_2) =$ $= 1{,}25$ mol; de aquí, $m(SO_2) = 64 \times$ $\times 1{,}25 = 80$ (g).

47. (1)

(1) $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$
(2) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$
(3) $5Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 =$
$= 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$

48.



1, soporte; *2*, mechero de gas (infiernillo); *3*, azufre fundido; *4*, tubo de ensayo con tapón; *5*, tubo para el suministro de H_2; *6*, tubo para la evacuación de H_2S; *7*, vaso con agua para la absorción del sulfuro de hidrógeno; *8*, taco de madera

49. (2).
50. (4).

$$\overset{x \text{ mol}}{H_2S} + 1{,}5O_2 = \overset{(18x)\text{ g}}{H_2O} + \overset{(64x)\text{ g}}{SO_2}$$

$$\overset{(64x)\text{ g}}{SO_2} + H_2O = \overset{(82x)\text{ g}}{H_2SO_3},$$

m (de la disolución) $= (82x + 49{,}2)$ g; $\omega(H_2SO_3) = m(H_2SO_3)/m$ (de la disolución); $0{,}0164 = 82x/(82x + 49{,}2)$, de aquí, $x = 0{,}01$, o sea, $\nu(H_2S) = 0{,}01$ mol, lo que constituye 0,22 l. Por cuanto para las condiciones normales el volumen de la mezcla constituía 1,5 l, resulta que el volumen del oxígeno es igual a 1,28 l.

51. (3).

$H_2S + 1{,}5\ O_2 = H_2O + SO_2$.

$Q_{\text{reacción}} = 297 + 286 - 21 = +562$ (kJ).

52. (4).

$Pb^{2+} + 2NO_3^- + 2NH_4^+ + S^{2-} = PbS$ (sól) $+$
$+ 2NH_4^+ + 2NO_3^-$.

53.

$3CuS + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 3S + 2NO +$
$+ 4H_2O$.

54. (3).

$$\underset{2\ \text{moles}}{2Cu} + \underset{1\ \text{mol}}{S} = \underset{1\ \text{mol}}{Cu_2S}$$

ν (Cu) $= 12.7/64,5 = 0,2$ (mol); ν (S) $= 3,0/32 = 0,09$ (mol). En la reacción entran 0,09 mol de S y 0,18 mol de Cu (por la ecuación de la reacción). Por consiguiente, el cobre está en exceso.

55.

(1) $2KMnO_4 + 5H_2SO_3 = 2MnSO_4 + K_2SO_4 +$
$+ 3H_2O + 2H_2SO_4$;

(2) $K_2Cr_2O_7 + 3H_2SO_3 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 +$
$+ 4H_2O + K_2SO_4$;

(3) $Hg_2(NO_3)_2 + H_2SO_3 + H_2O = 2Hg\downarrow +$
$+ 2HNO_3 + H_2SO_4$.

56. (1).

$Fe + S = FeS$, (a)

$$\underset{}{\overset{0,1\ \text{mol}}{FeS}} + 2HCl = FeCl_2 + \overset{0,1\ \text{mol}}{H_2S\uparrow}, \qquad \text{(b)}$$

$$\overset{0,1\ \text{mol}}{Fe} + 2HCl = FeCl_2 + \overset{0,1\ \text{mol}}{H_2\uparrow}, \qquad \text{(c)}$$

$$Pb(NO_3)_2 + H_2S = \underset{239\text{g/mol}}{PbS\downarrow} + 2HNO_3, \qquad \text{(d)}$$

ν (H_2S) $= \nu$ (PbS) $= 23,9/239 = 0,1$ (mol) (las ecuaciones b y d). ν (de los gases) $= 4,48/22,4 = 0,2$ (mol).

Por consiguiente, en la mezcla de los gases liberados $\nu(H_2) = 0,1$ mol (ecuación c). Puesto que después de la reacción con el ácido clorhídrico la mezcla se ha disuelto en éste totalmente, resulta que todo el azufre ha entrado en la reacción (a), es decir, el hierro se encuentra en exceso, en una cantidad de 0,1 mol (ecuación c). De aquí se infiere que la mezcla inicial contenía 0,2 mol de hierro (11,2 g) y 0,1 mol de azufre (3,2 g).

57. (4). CdS, precipitado de color amarillo.
58. (1).
59.

$$H_2S + 4Br_2 + 4H_2O = H_2SO_4 + 8HBr.$$

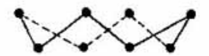
60. (3).

Hidrólisis: $Na_2S + HOH \rightleftharpoons NaHS + NaOH$.
(medio alcalino)

61. (2).

$$2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 3H_2O.$$

62. (4). S_8, moléculas cíclicas que tienen la forma de corona:



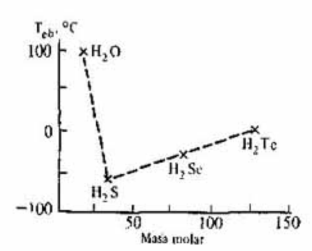
63. (3).

$$SF_4 + 3H_2O = H_2SO_3 + 4HF.$$

64.

(2). $SO_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} SO_2Cl_2$.

65. (1).
66. (2).
67. Se debilitan.
68.



Hidruro	T_{eb}, °C
H_2O	100
H_2S	−60,3
H_2Se	−41,4
H_2Te	−2

69. Na_2SeO_4 (seleniato de sodio); NaCl (cloruro de sodio).

$$Na_2SeO_3 + Cl_2 + 2NaOH = Na_2SeO_4 + + 2NaCl + H_2O.$$

70. (1).
71. (1) $Se + H_2 = H_2Se$;
(2) $H_2Se + Ca = CaSe + H_2$;
(3) $2H_2Se + 3O_2 = 2SeO_2 + 2H_2O$;
(4) $H_2Se + NaOH = NaHSe + H_2O$.
72.

$Na_2S_2O_3$; $Na_2SO_3 + S \xrightarrow{T} Na_2S_2O_3$.

73.

$AgCl + 2Na_2S_2O_3 = Na_2[Ag(S_2O_3)_2] + NaCl.$

74. (3).

$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow,$
$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow.$

m (Fe) $= 5 \cdot 0,05 = 0,25$ (g), m (FeS) $=$
$= 4,75$ g.
$V(H_2S) = 4,75 \cdot 22,4/88 = 1,21$ (l),
$V(H_2) = 0,25 \cdot 22,4/56 = 0,1$ (l).

75. (4).
76. (2).
77. (2).
78. (3).
79. $CaSeO_3$; K_2TeO_3.
80. (3).
81. (3).

$$\underset{}{\overset{0.5\ \text{mol}}{2MeS}} + 3O_2 = 2MeO + \overset{0.5\ \text{mol}}{2SO_2},$$

$$\overset{0.5\ \text{mol}}{SO_2} + 2H_2O + \underset{254\ \text{g/mol}}{\overset{0.5\ \text{mol}}{I_2}} = H_2SO_4 + 2HI.$$

$\nu(I_2) = 127/254 = 0.5$ (mol).

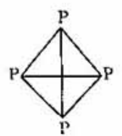
A partir de 48,5 g de MeS se forman 0,5 mol de SO_2
A partir de $(2A + 64)$ g de MeS se forman 2 moles de SO_2

De aquí $A = 65$, lo que corresponde al metal cinc.

Capítulo II, § 3

1. ns^2p^3.
2. (1) Bi; (2) As; (3) N; (4) Sb; (5) P.
3. (2).
4. (1).
5. (3).

6. (2). Estructura de la molécula de P_4:



7. (4).
8. (2).
9.

$$Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow .$$

10. (2).

	N_2 +	$3H_2 \rightleftarrows$	$2NH_3\uparrow$
Por la condición	15 l	15 l	x l
Para el rendimiento de 100% de NH_3	5 l	15 l	10 l
Para el rendimiento de 50% de NH_3	2,5 l	7,5 l	5 l

Después de la reacción se ha quedado:

$V(N_2) = 15 - 2,5 = 12,5$ (l),
$V(H_2) = 15 - 7,5 = 7,5$ (l),
$V(NH_3) = 5$ l.

11.

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \overset{T}{=} 2NH_3\uparrow + CaCl_2 + + 2H_2O.$$

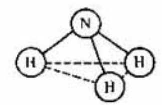
12. (2).
13. (3).
14. $O_2 + h\nu \rightarrow \cdot O \cdot + \cdot O \cdot; \quad \cdot O \cdot + N_2 \rightarrow \rightarrow NO + \cdot \dot{N} \cdot;$

$\cdot \dot{N} \cdot + O_2 \rightarrow NO + \cdot O \cdot$, etc.

La energía de activación de la reacción de síntesis de NO es alta; la formación transcurre de acuerdo con la reacción en cadena.

15. (1).

16. (4). La forma de la molécula de NH_3 puede representarse como



17. (3).

18. (4).

19. (4).

$$2AgNO_3 \xrightarrow{T} 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

20. (1).

21. (4).

22. (4).

$$2Ca(OH)_2 + 4NO_2 = Ca(NO_2)_2 + Ca(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

23.

$$N_2;\ 4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{T} 2N_2 + 6H_2O.$$

24.

$$NO;\ 4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} 4NO + 6H_2O.$$

25. (3). El número de valencia o de oxidación del nitrógeno en $NaNO_2$ es igual a $+3$.

26.

$$I_2,\ NO;\ \underset{(oxidante)}{2NaNO_2} + 2KI + 2H_2SO_4 =$$
$$= I_2 + 2NO + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O.$$

27.

$$Mn^{2+},\ NO_3^-;\ \underset{(reductor)}{5NaNO_2} + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 =$$
$$= 2MnSO_4 + 5NaNO_3 + K_2SO_4 + 3H_2O.$$

28. (3).
29. (2), (3) y (4); $Ba(OH)_2$ (acusa propiedades ácidas); C y HCl (acusa propiedades oxidantes).
30. (3).
31. (1).

$$Cu + \underset{(conc.)}{4HNO_3} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

32. (4).

$$4Mg + \underset{(muy\ diluido)}{10HNO_3} = 4Mg(NO_3)_2 +$$
$$+ NH_4NO_3 + 3H_2O.$$

NH_4NO_3 se forma como resultado de interacción de:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

33. (1). De acuerdo con el principio de Le Chatelier el equilibrio se desplaza a la derecha durante el enfriamiento del sistema, ésta es la razón por la cual el óxido de nitrógeno (IV) líquido consta, principalmente, de N_2O_4.
34.

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO.$$

35.

HNO_3, HCl; $Au + HNO_3 + 3HCl =$
$= AuCl_3 + NO\uparrow + 2H_2O$.

36. $V = k\,(p\,(NO))^2 p\,(Cl_2)$.

37. (4). Se debe tener presente que la ecuación química caracteriza solamente el proceso químico y el balance material, debido a ello, por la ecuación de la reacción no se puede juzgar sobre su mecanismo y velocidad.

38. (2). Al cabo de 6 a 6,5 min, aproximadamente; el problema se puede resolver gráficamente, trazando la variación de la concentración de N_2O_5 en función del tiempo a base de los datos experimentales insertados.

39. (2).

$5H_2SO_4 + 2P = 2H_3PO_4 + 2H_2O + 5SO_2\uparrow$.

40.

$2KNO_3 + 3C + S = N_2\uparrow + 3CO_2\uparrow + K_2S +$
$+ Q$.

41. (1). $pV = \nu RT$;

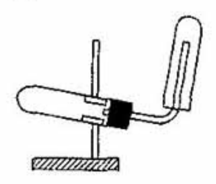
$\nu = 233 \cdot 0{,}026/(8{,}31 \cdot 300) = 2{,}43 \times$
$\times 10^{-3}$ (mol).

42. $v = k_1\,[\cdot NO_3]$. Esto está relacionado con el hecho de que la etapa que limita el proceso general es la más lenta. La expresión para la velocidad del proceso puede anotarse también de la siguiente forma: $v = k\,[N_2O_5]$, por cuanto la ecuación (a) refleja el equilibrio entre N_2O_5 y $\cdot NO_3$.

43.

$NF_3 + 3H_2O = HNO_2 + 3HF$;
$NCl_3 + 3H_2O = NH_3 + 3HOCl$.

44. (1);



45. (2);

$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow$.

46. (2).

$$\underset{310\ g/mol}{\overset{3,1\ kg}{Ca_3}}(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 = 3CaSiO_3 +$$
$$+ \underset{31\ g/mol}{2P} + 5CO\uparrow$$

$\nu(Ca_3(PO_4)_2) = 3100/310 = 10$ (mol);
$\nu(P) = 20$ mol (por la reacción).
$m(P) = 31 \cdot 20 = 620$ (g).

47. (3). $M_r(P) = 31$; $M_r(Na_2HPO_4) = 142$; $M_r(H_2O) = 18$;
$M_r(Na_2HPO_4 \cdot nH_2O) = 142 + 18n$;
$(142 + 18n) \cdot 0,1156 = 31$; $n = 7$.

48. (2). El nitrato de amonio NH_4NO_3 incluye átomos de nitrógeno con distintos números de valencia o de oxidación: -3 y $+5$. El anión de esta sal acusa propiedades oxidantes altamente manifiestas, y el catión acusa propiedades

reductoras. Por esta causa, durante el calentamiento, se desarrolla la reacción de oxidación-reducción en cuyo curso el ion amonio se oxida, mientras que el ion nitrato se reduce. Semejantes reacciones de oxidación-reducción se denominan *reacciones de oxidación-reducción intramolecular*. Durante el calentamiento, la descomposición de la sal en cuestión transcurre de modo irreversible, formándose un producto que contiene nitrógeno con el número de valencia o de oxidación intermedio:

$$\overset{-3}{N}H_4\overset{+5}{N}O_3 = \overset{+1}{N_2}O + 2H_2O.$$

Las demás sales insertadas en la tarea contienen nitrógeno que presenta un solo valor cualquiera del número de valencia o de oxidación.

49. (3). La masa de H_3PO_4 en la disolución inicial es:

$$m\,(H_3PO_4) = 250 \cdot 0{,}098 = 24{,}5\ (g).$$

La masa del ácido fosfórico formado por la reacción

$$3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4$$

se halla a partir de la siguiente proporción:

A partir de 142 g de P_2O_5 se forman 196 g de H_3PO_4
A partir de 14,2 g de P_2O_5 se forman x g de H_3PO_4

$$x = 19{,}6 \text{ g de } H_3PO_4.$$

La masa de la disolución final constituye: $250 + 14{,}2 = 264{,}2$ (g).

La masa total del ácido fosfórico en la disolución es: $24{,}5 + 19{,}6 = 44{,}1$ (g). La fracción en masa del H_3PO_4 en la disolución obtenida es: $\omega (H_3PO_4) = 44{,}1 \cdot 100/264{,}2 = 16{,}7$ (%).

50. (1)

$Ca_3(PO_4)_2$

(2)

$Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$

(3)

$Ca(H_2PO_4)_2$

(4)

$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$

$Ca(H_2PO_4)_2$ es superfosfato doble.

51. $Ca_5(PO_4)_3F$. En forma general la composición de la apatita puede expresarse del modo siguiente: $Ca_a : P_b : O_c : F_d$. En este caso tenemos: $40a : 31b : 16c : 19d = 39{,}7 : 18{,}4 : 38{,}1 : 3{,}8$, de aquí $a:b:c:d = 0{,}99 : 0{,}59 : 2{,}38 : 0{,}20$. Al sustituir la relación de números fraccionarios por la de números enteros, obtenemos: $a:b:c:d = 5:3:12:1$. Por consiguiente, la fórmula de la apatita es: $Ca_5P_3O_{12}F$ o $Ca_5(PO_4)_3F$.

52. (1).

$$\underset{132\ g/mol}{(NH_4)_2SO_4} + 2NaOH = 2NH_3\uparrow + 2H_2O + Na_2SO_4.$$

$\nu (NH_3) = 2\nu (NH_4)_2SO_4 = 3{,}96/132 = 0{,}03$ (mol).

$\nu (H_3PO_4) = 5{,}88/98 = 0{,}06$ mol.

$\nu (NH_3) : \nu (H_3PO_4) = 0{,}03 : 0{,}06 = 1 : 2.$

El cálculo demuestra que el ácido fosfórico se contiene en gran exceso, y la reacción se desarrolla de acuerdo con la ecuación:

$NH_3 + H_3PO_4 = NH_4H_2PO_4$.

53. $6P + 5KClO_3 = 5KCl + 3P_2O_5$. La mezcla de fósforo rojo y de sal de Berthollet (clorato de potasio) se forma cuando encendemos la cerilla como resultado de la fricción de la cabeza de la cerilla contra la superficie lateral de la caja. El fósforo rojo en la superficie lateral de la caja ya de antemano se encuentra en estado finamente triturado. En cambio, el clorato de potasio debe reducirse a este estado artificialmente. Este papel lo desempeña el vidrio que es más duro que la sal de Berthollet. Además, la destinación de las partículas de vidrio consiste en que en su superficie se produce la ruptura de las cadenas reactivas engendradas por la fricción de la cerilla contra la caja, y la combustión del fósforo no se propaga fuera de los límites de la raya dejada en la caja por la cerilla. La cabeza de la cerilla contiene también la sustancia combustible: azufre. De este modo, el proceso de inflamación de la cerilla se compone de tres reacciones que se relevan consecutivamente en el tiempo:
1) inflamación de la mezcla de fósforo y de sal de Berthollet que se forma al frotar la cerilla;

2) encendido —debido a esta inflamación— de la mezcla contenida en la cabeza de la cerilla;

3) encendido del palillo de la cerilla.

54. (4);

$CO_2 + 2NH_3 = CO(NH_2)_2 + H_2O.$

55.

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{T} N_2\uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O\uparrow.$

56. (1).

P (gas) + 1,5 Cl_2 (gas) = PCl_3 (gas) +
+ 280 kJ;
P (gas) + 2,5 Cl_2 (gas) = PCl_5 (gas) + 367 kJ;
PCl_3 (gas) + Cl_2 (gas) = PCl_5 (gas) + Q kJ.
$Q = 367 - 280 = 87$ kJ.

57. (1).

58. (3); (1).

59. (4).

$3\overset{0}{As} + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3\overset{+5}{As}O_4 + 5NO.$

60. (1)

$\overset{0}{Bi} + 4HNO_3 = \overset{+3}{Bi}(NO_3)_3 + NO + 2H_2O.$

61. (4).

$\underset{\sim 1,2\ mol}{2NaNO_3} = 2NaNO_2 + \underset{0,6\ mol}{O_2\uparrow}.$

$\underset{\sim 0,3\ mol}{2Pb(NO_3)_2} = 2PbO + \underbrace{\underset{0,6\ mol}{4NO_2\uparrow} + \underset{0,15\ mol}{O_2\uparrow}}_{0,75\ mol}.$

$\underset{0,6\ mol}{2AgNO_3} = Ag + \underbrace{\underset{0,6\ mol}{2NO_2\uparrow} + \underset{0,3\ mol}{O_2}}_{0,9\ mol}.$

$\underset{1,25\ mol}{NH_4NO_3} = \underset{1,25\ mol}{N_2O\uparrow} + 2H_2O.$

62. NH_4Cl, $NaNO_2$;

$$\underset{\text{(satur.)}}{NH_4Cl} + \underset{\text{(satur.)}}{NaNO_2} \overset{T}{=} NH_4NO_2 + NaCl;$$

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{T} N_2 + 2H_2O.$$

63. (4).

$$PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl.$$

64. (3).

$$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

65.

$$HNO_3 + 3HCl = NOCl\uparrow + Cl_2\uparrow + 2H_2O.$$

66. (4).

$$N_2O_3 + 2NaOH = 2NaNO_2 + H_2O.$$

67. (3).

$M(P_2O_5) = 142$ g/mol, es decir, $\nu(P_2O_5) = 1$ mol

$$P_2O_5 + 3H_2O = \underset{98\ \text{g/mol}}{2H_3PO_4}.$$

La masa inicial del ácido ortofosfórico es: $500 \cdot 10/100 = 50$ (g). La masa del ácido ortofosfórico después de la disolución de 1 mol de P_2O_5 es: $50 + 2 \cdot 98 = 246$ (g).

La masa de la disolución de H_3PO_4 es: $500 + 142 = 642$ (g). La fracción en masa de H_3PO_4 en la disolución obtenida es: $246 \cdot 100/642 = 38{,}3$ (%).

68. (1)

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3;$$

(2)

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} 4NO + 6H_2O;$$

(3)
$2NO + O_2 = 2NO_2$;
(4)
$4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$;
(5)
$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$.

69. (1)
$2P + 3Mg \xrightarrow{T} Mg_3P_2$;
(2)
$Mg_3P_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$;
(3)
$2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O$;
(4)
$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$;
(5)
$3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6H_2O$;
(6)
$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 +$
$+ 2CaSO_4\downarrow$.

70. (1)
$N_2 + O_2 = 2NO$; $2NO + O_2 = 2NO_2$;
$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$;
$2HNO_3 + Ca(OH)_2 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$;
(2) nutrición y crecimiento de las plantas;
(3) descomposición de residuos vegetales y animales;

(4) nutrición y crecimiento de las plantas;

(5) oxidación del amoníaco con la participación de bacterias:

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O;$$

oxidación de amoníaco en la industria: obtención de HNO_3 y de sus sales:

$$NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3;$$

(6). a) producción del amoníaco;
b) actividad de las bacterias nitrificantes:

$$2N_2 + 6H_2O + 3C = 4NH_3 + 3CO_2;$$

(c) actividad de las bacterias nodulares;

(7) combustión de las sustancias vegetales;

(8) explosiones; actividad de las bacterias; desnitrificación;

(9) actividad de las bacterias, oxidación del amoníaco a nitrógeno libre.

Capítulo II, § 4

1. ns^2np^2.
2. (2).
3. (1) Coordinada sp^3
   (2) Laminar sp^2
   (3) Lineal sp
4. (4).
5. (3).
6. (3); (*c*).
7. (3); (*c*).
8. (2).

9. (2). De la ecuación (a) hay que restar la ecuación (b), seguidamente se tiene:

C (diamante) + O_2 — O_2 = CO_2 — CO_2 + + C (grafito) + 395,5 — 393,4;

C (diamante) = C (grafito) + 2,1 kJ/mol.

10. (3).

$SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O$.

$Q_{\text{reacción}} = +908 + 2\cdot 241{,}8 - (-35 + 2\cdot 0) = 1426{,}6$ kJ/mol.

11. (3).

$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4\uparrow$.

12.

${}^{14}_{7}N + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{14}_{6}C + {}^{1}_{1}H$.

13. (2). La intensidad de la descomposición del isótopo ^{14}C disminuirá dos veces durante 5600 años; 4 veces durante 11 200 años; 8 veces durante 16 800 años y 10 veces durante 18 200 años:

$16\,800 + 5600\cdot {}^{1}/_{4}$.

14. (2). $\lambda = \ln 2/\tau^{1}/_{2}$; $t = (\tau^{1}/_{2}/\ln 2) \times \ln (N_0/N) = (5730/0{,}693) \times \ln (13{,}6/12{,}0) = 1035$ años; el árbol fue talado en el año 1983 — 1035 = 948.

15. (3). $t = (\tau^{1}/_{2}/\ln 2) \ln (N_0/N)$.

Para N_0/N = 13,6/12,0 tenemos 1035 años

Para N_0/N = 13,6/12,2 tenemos 898 años

Para N_0/N = 13,6/11,8 tenemos 1174 años

De este modo, el árbol (véase el problema № 14) fue talado 1035 (+139/—137) años atrás.

16. (2).

$$\overset{0.5\,mol}{2Mg} + \overset{0.2\,mol}{SiO_2} = \overset{0.4\,mol}{2MgO} + \overset{0.2\,mol}{Si}.$$

$\nu(Mg) = 12/24 = 0{,}5$ (mol),

$\nu(SiO_2) = 12{,}60 = 0{,}2$ (mol).

$$\underset{(exceso)}{\overset{0.1\,mol}{2Mg}} + \overset{0.05\,mol}{Si} = \overset{0.05\,mol}{Mg_2Si}.$$

De este modo: $\nu(Si) = 0{,}2 - 0{,}05 = 0{,}15$ (mol);
$\nu(MgO) = 0{,}4$ mol; $\nu(Mg_2Si) = 0{,}05$ mol.

17. (1). En el equilibrio:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-,$$

el pH es menor que 7.

18. (4).

19.

$$SiH_4 + 2O_2 = \underset{arena}{SiO_2} + \underset{agua}{2H_2O}.$$

20. (2).

$$CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + CO_2 + H_2O.$$

Sin embargo, $CaSO_4$, por ser poco soluble, se sedimenta sobre la superficie de los pedacitos de mármol, y el ácido deja de reaccionar con los mismos.

21. (1).

22. (2). A base del principio de Le Chatelier.

23. (1).



Henry Louis Le Chatelier (1850—1936). Físico-químico y metalúrgico francés, miembro de la Academia de Ciencias de París (desde 1907). Catedrático de la Escuela Superior de Minas de París (1877—1919), del Colegio de Francia (1898—1907) y de la Universidad de París (1907—1925). Los trabajos principales están dedicados a la determinación de la capacidad calorífica de los gases a altas temperaturas. En 1884 formuló la ley general del desplazamiento del equilibrio químico en función de los factores exteriores. En 1897 diseñó el microscopio metalográfico. Miembro honorífico de la Academia de Ciencias de la URSS (desde 1927).

24.

SiO_2; CaC_2; $5SiO_2 + 2CaC_2 = 5Si + 2CaO +$
$+ 4CO_2\uparrow$.

25. ω (CO) = 38,89, ω (CO_2) = 61,11; φ (CO) = 50, φ (CO_2) = 50. Sea x el número de moles de CO, e y, el número de moles de CO_2 en 100 g de mezcla; en este caso $28x + 44y = 100$.

$$\frac{12(x+y)}{16(x+2y)} = \frac{1}{2}; \quad x = 1,389; \quad y = 1,389.$$

$$\omega(CO) = \frac{1,389 \cdot 28 \cdot 100}{100} = 38,89\ (\%);$$

$$\omega(CO_2) = \frac{1,389 \cdot 44 \cdot 100}{100} = 61,11\ (\%).$$

Por cuanto el número de moles de gases es igual, también sus partes en volumen son iguales: φ (CO) = φ (CO_2) = 50%.

26. (4).

27.

$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$; $CaO + H_2O =$
$= Ca(OH)_2$.

28.

$CaCO_3$; $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$.

29.

$SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$;
$Na_2SiO_3 + H_2O + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2SiO_3\downarrow$.

30. (4).

$C + O_2 = CO_2 + 393,5$ kJ (a);
$C + 1/2O_2 = CO + 110,5$ kJ (b).

Seguidamente, al multiplicar la ecuación (b) por dos y sustraer la ecuación

(a), obtendremos:

$C + CO_2 = 2CO + 2 \cdot 110{,}5 - 393{,}5;$
$C + CO_2 = 2CO - 172{,}5$ kJ.

31.

$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2$; a la izquierda.

32. (1).

$SiCl_4 + 4HOH \rightleftarrows H_4SiO_4 + 4HCl.$

33. (2).

$2NaHCO_3 + H_2SO_4$ (conc) $= Na_2SO_4 +$
$+ 2H_2O + 2CO_2\uparrow.$

34. (3). Esta capacidad, en fin de cuentas, lleva a la formación de grandes moléculas proteínicas, y la vida es el modo de existencia de los cuerpos proteínicos.
35. (3).
36. (2).
37. (4).

$2C_2H_6 + 7O_2 = 4CO_2 + 6H_2O.$

38. (2).
39. (4).
40. (4).
41. $COCl_2$.

$\nu(C) = 12{,}1/12{,}0 = 1{,}01$ (mol);
$\nu(O) = 16{,}2/16{,}0 = 1{,}01$ (mol);
$\nu(Cl) = 71{,}7/35{,}5 = 2{,}02$ (mol);
$\nu(C) : \nu(O) : \nu(Cl) = 1 : 1 : 2$, es decir, $COCl_2$.

42. CO_2; Cl_2; $COCl_2$;

$COCl_2 + 2H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + 2HCl.$

43. (3).

44.

H_2O; $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.

45.

$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$;
$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$;
$CaCO_3$.

46.

$K_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftharpoons 2KHCO_3$;

$2KHCO_3 \xrightarrow{T} K_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$.

47. (1)

$$\overset{a-2x}{2COCl_2} \rightleftharpoons C + \overset{x}{CO_2} + \overset{2x}{2Cl_2}.$$

Escribimos la expresión para la constante de equilibrio:

$K_{eq} = [CO_2][Cl_2]^2/[COCl_2]^2$.

Por cuanto la presión parcial es directamente proporcional a la concentración, resulta que en la expresión para la constante de equilibrio, en lugar de los valores de la concentración se pueden poner las presiones parciales de los gases. Por la ecuación de la reacción hallamos las presiones parciales de las sustancias gaseosas que se encuentran en equilibrio: $p\,(Cl_2) = 2x$; $p\,(COCl_2) = a - 2x$; $p\,(CO_2) = x$ (por la condición). De aquí:

$K_{eq} = x\,(2x)^2/(a - 2x)^2 = 4x^3/(a - 2x)^2$.

48.

$Si + 2Cl_2 = SiCl_4$; $SiCl_4 + 2H_2 = Si +$
$+ 4HCl$.

49.

$CaF_2 + Na_2CO_3 + SiO_2 \overset{T}{=} 2NaF + CaSiO_3 +$
$+ CO_2$.

50. (2)

$3MgO \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$

(3)

$Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$

(4)

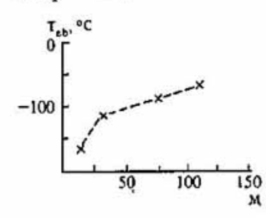
$2ZnO \cdot SiO_2$

(5)

$CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$

51.

Hidruro	T_{eb}, °C
CH_4	—161,5
SiH_4	—111,9
GeH_4	—90
SnH_4	—52



52. Be_2C; BaC_2;

$Be_2C + 4H_2O = 2Be(OH)_2 + CH_4\uparrow$;

$BaC_2 + 2H_2O = Ba(OH)_2 + C_2H_2\uparrow$.

53. 178,4; 238,3. En el diamante el átomo de carbono se encuentra en estado de hibridación sp^3 y, por consiguiente, tiene cuatro enlaces σ.

En el grafito el átomo de carbono se encuentra en estado de hibridación sp^2 y, por consiguiente, tiene tres enlaces σ y un enlace π deslocalizado. De aquí, la energía de enlace entre los átomos de carbono en el diamante es igual a 713/4 = 178,2 kJ mol, y la energía promediada de enlace de los átomos de carbono en el grafito es: 715/3 = 238,3 kJ/ /mol.

54. (2).

$$\overset{0}{Si} + 2NaOH + \underset{\text{(oxidante)}}{\overset{+1}{H_2}O} = Na_2\overset{+4}{Si}O_3 + 2\overset{0}{H_2}\uparrow.$$

55.

Mg; $SiO_2 + 2Mg = Si + 2MgO$; carbono;

$SiO_2 + 2C = Si + 2CO$.

56. (3).

57. (3).

58. (1)

$Si + O_2 = SiO_2$;

(2)

$SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$;

(3)

$Na_2SiO_3 + H_2SO_4 = H_2SiO_3\downarrow + Na_2SO_4$;

(4)

$$H_2SiO_3 \xrightarrow{T} SiO_2 + H_2O.$$

59. (1)

$$C + O_2 = CO_2;$$

(2)

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O;$$

(3)

$$CaCO_3 \xrightarrow{T} CaO + CO_2;$$

(4)

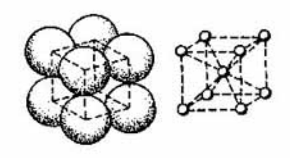
$$CaO + 3C \xrightarrow{T} CaC_2 + CO.$$

60. (1) Fotosíntesis;
(2) digestión de los animales y del hombre;
(3) respiración, fermentación, putrefacción, combustión;
(4) putrefacción, combustión;
(5), (6) descomposición sin acceso de aire de residuos de animales y plantas fósiles;
(7) intercambio de CO_2 entre la atmósfera y el depósito oceánico;
(8) descomposición de la caliza.

Capítulo II, § 5

1. (3). El contenido de aluminio en la corteza terrestre constituye 8,8% en masa.
2. (3).

3. K, Ca, Li, Mg (la densidad es menor que 5 g/cm^3);
Cd, Co, Mn, Au, Zn, Cu (la densidad es mayor que 5 g/cm^3).
4. (1) osmio (la densidad es de 22,5 g/cm^3) y litio (la densidad es igual a 0,53 g/cm^3, o sea, casi dos veces más ligero que el agua);
   (2) volframio ($T_f = 3410$ °C) y cesio ($T_f = 28,5$ °C), si no se toma en consideración el mercurio ($T_f = -38,9$ °C);
   (3) cromo (con éste se puede cortar el vidrio) y cesio (este metal se corta fácilmente con un cuchillo).
5. De calcio. Esta conclusión se ha sacado basándose en el análisis de la posición de los elementos enumerados en el sistema periódico de D. I. Mendeléiev y en la estructura electrónica de sus átomos. En efecto, los valores de las energías de ionización (eV) de los átomos de los elementos son: para K, 4,3; para Rb, 4,17; para Ca, 6,1; para Sr, 5,6.
6. $LiH + H_2O = LiOH + H_2\uparrow$.
7. (1). La estructura cristalina de los metales alcalinos mencionados es cubo centrado en el cuerpo.



8. (4).

1,49 g de A reaccionan con 6,44 g de B
58,71 g de A reaccionan con $2 \cdot A_r$ (B)

De aquí, A_r (B) = 126,87. La fórmula del compuesto es NiI_2.

9. (4); (4). La temperatura de fusión del volframio es de 3410 °C.

10. (4).

$$\overset{3,42\ g}{2Me} + 2H_2O = 2MeOH + \overset{0,448\ l}{H_2}.$$

$\nu(H_2) = 0,448/22,4 = 0,02$ (mol);
ν(Me) = 0,04 mol (por la reacción).
M (Me) = 3,42/0,04 = 85,5 (g/mol).
El metal es rubidio.

11. Na_2O_2, peróxido ($2Na + O_2 \overset{T}{=} Na_2O_2$);
Fe_3O_4 ($3Fe + 2O_2 \overset{T}{=} Fe_3O_4$).

12. ω (LiH) = 19,7.

$$\underset{8\ g/mol}{\overset{a\ g}{LiH}} + H_2O = LiOH + H_2\uparrow \ (1),$$

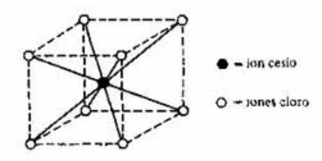
$$\underset{42\ g/mol}{\overset{(0,850-a)\ g}{CaH_2}} + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow \ (2).$$

El volumen (l) del hidrógeno desprendido por la reacción (1) es $a \cdot 22,4/8$. El volumen (l) del hidrógeno desprendido por la reacción (2) es $2(0,850 - a) \cdot 22,4/42$.
Seguidamente, resolvemos la ecuación algebraica con incógnitas introducidas:

$$\frac{22,4\,a}{8} + \frac{44,8\,(0,850 - a)}{42} = 1,2, \text{ de aquí } a = 0,168;\ 0,850 - a = 0,682.$$

ω (LiH) = 0,168·100/0,850 = 19,7 (%).

13. Cu_2O. La masa del oxígeno en el óxido es: $11,66 - 10,36 = 1,3$ (g); Cu_xO_y; $x : y = 10,36/63,5 : 1,3/16 = 0,16 : : 0,08 = 2 : 1$; la fórmula del óxido es Cu_2O.
14. (1).
15. (1).
16.



17.

Halógenos; $2K + Br_2 = 2KBr$.

18. (3). La disminución de las temperaturas de fusión de los haluros de metales alcalinos desde los fluoruros hacia los yoduros está relacionada con la disminución de la estabilidad de estos compuestos la cual depende, en particular, de la distancia entre los iones en la red cristalina: cuanto mayor es esta distancia tanto menor es la estabilidad. Por esta razón el aumento —sujeto a la ley— del radio del ion del metal alcalino durante la transición desde Li^+ hacia Cs^+, así como el aumento del radio del ion haluro al pasar desde F^- hasta I^-, implica el crecimiento sujeto a la ley de la suma de radios del catión

y del anión ($r_+ + r_-$, nm) que se representa en la tabla insertada a continuación:

	Li^+	Na^+	K^+	Rb^+	Cs^+
F^-	0,201	0,231	0,266	0,282	0,298
Cl^-	0,249	0,279	0,314	0,330	0,346
Br^-	0,264	0,294	0,329	0,345	0,361
I^-	0,288	0,318	0,353	0,369	0,385

19. BiF_3 y BiF_5.
20. (2). 0,6 g de carbono corresponden a 5 g de sal y a 2 g de metal, en este caso, 12 g de carbono corresponden a: $12 \times 5/0,6 = 100$ g de sal A y $12 \times 2/0,6 = 40$ g de metal B. La sal contiene oxígeno, su masa es: $100 - (12 + 40) = 48$ g. El metal es Ca, y la sal, $CaCO_3$.
21. (1).
22. (4).
23. (2).

$$\overset{0,142\text{ mol}}{Fe} + \overset{0,164\text{ mol}}{2HCl} = FeCl_2 + H_2.$$

m (HCl) $= 60 \cdot 0,1 = 6$ g (0,164 mol),

ν (Fe) $= 8/56 = 0,142$ (mol).

Para la completa disolución del hierro en el ácido clorhídrico se necesitan no menos que $0,142 \cdot 2 = 0,284$ mol de HCl, es decir, la cantidad de HCl que se tiene es insuficiente. Entonces, incluso en el caso de que el ion Fe^{2+} formado se oxide parcialmente a Fe^{3+} por el oxígeno del aire, el exceso de virutas de hierro lo reducirá: $Fe^{3+} + Fe \rightarrow 2Fe^{2+}$; al mismo tiempo

transcurrirá la hidrólisis: $Fe^{2+} +$ $+ HOH \rightleftharpoons Fe(OH)^+ + H^+$, y la falta de exceso de HCl no podrá inhibir la hidrólisis, desplazando su equilibrio hacia la izquierda. De este modo, el producto será Fe(OH)Cl.

24. $Cu + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + CuCl_2$.

25. (2).

$$\underset{56\ g}{\overset{m\ g}{Fe}} + \underset{73\ g}{2HCl} = FeCl_2 + \underset{2\ g}{\overset{0.25\ g}{H_2\uparrow}}.$$

m (HCl) = 182,5·0,1 = 18,25 (g). Por la masa del hidrógeno liberado se halla la masa del hierro que ha entrado en la reacción (por la reacción):

m (Fe) = 56·0,25/2 = 7 (g).

En este caso, la masa del producto de oxidación del hierro es igual a 16 — — 7 = 9 (g).

Para la disolución del hierro se ha invertido la siguiente cantidad de ácido clorhídrico:

73·0,25/2 = 9,125 (g) (por la reacción).

Los óxidos pueden ser: FeO, Fe_2O_3 y Fe_3O_4. En el caso general, Fe_aO_b:

$$Fe_aO_b + 2bHCl = aFeCl_{2b/a} + bH_2O.$$

Para 9 g de óxido se han invertido 18,25 — 9,125 = 9,125 (g) de HCl. Entonces: $9/(56a + 16b) = 9{,}125/$ $/(2b \cdot 36{,}5)$;

$56a + 16b = 72b$; $56a = 56b$, es decir, $a = b$ y el óxido es FeO.

26. (2).

27. (Me) — Pb; (A) — PbO; (B) — Pb_3O_4; (C) — PbO_2.

Los esquemas de las reacciones son:

$$Pb + O_2 \rightarrow PbO; \quad PbO + O_2 \rightarrow Pb_3O_4;$$

$$PbO_2 \xrightarrow{-O_2} Pb_3O_4; \quad PbO + PbO_2 \rightarrow Pb_3O_4.$$

28. (2).

$$2Al + Ca(OH)_2 + 2H_2O = Ca(AlO_2)_2 + 3H_2.$$

29. (1). Por reacción con el cinc se desprende una cantidad de hidrógeno 2,5 veces menor, aproximadamente.

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow;$$
$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow;$$
$$A_r(Mg) = 24; \quad A_r(Zn) = 65;$$
$$65/24 \approx 2,5 \text{ veces}.$$

30. (1). El gas que se desprende durante la reacción del producto de disolución del metal en el ácido nítrico con un exceso de álcali es amoníaco. Por consiguiente, como uno de los productos de disolución del metal en el ácido puede intervenir el nitrato de amonio. En este caso, las ecuaciones de las reacciones en forma general pueden escribirse como sigue:

$$8Me + 10nHNO_3 = 8Me(NO_3)_n + nNH_4NO_3 + 3nH_2O;$$

$$nNH_4NO_3 + nNaOH = nNH_3 + nH_2O + nNaNO_3.$$

De aquí se tiene el siguiente esquema:

$$\overset{13\ g}{8Me} \rightarrow \overset{1,12\ l}{nNH_3}.$$
$$8A\ g \quad 22,4\ l$$

13 g de Me corresponden a 1,12 l de NH_3
8 Ag de Me corresponden a 22,4n l de NH_3

$A = 13 \cdot 22,4n/(8 \cdot 1,12) = 32,5n$.
Si $n = 1$, $A_r = 32,5$; semejante metal no existe,
Si $n = 2$, $A_r = 65$; éste es cinc,
Si $n = 3$, $A_r = 97,5$; semejante metal no existe.
El metal es cinc. La ecuación de la reacción es:

$4Zn + 10HNO_3 = 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$.

31. (3). $2CU + O_2 \rightarrow 2CuO$.
32. (4).
33. (2).
34. (4). El titanio en forma pura fue obtenido por primera vez por el científico ruso D. K. Kirílov en 1875; los resultados de sus estudios se publicaron en el folleto «Investigaciones sobre el titanio».
35. Mercurio, el bajo punto de fusión (la temperatura de fusión es de —39 °C).
36. Volframio; cobre; aluminio.
37. (3); KO_2. $MeX + CO_2 \rightarrow O_2 + Me_2CO_3$, donde X es el oxígeno o el carbono; sin embargo, al reaccionar un carburo con CO_2 no se forma oxígeno. En el compuesto del metal con el oxígeno a 16 g de oxígeno corresponden

55% de Me, es decir, $16 \cdot 55/45 = 19{,}6$ g de metal, pero semejante metal alcalino no existe; en este caso, $2 \cdot 19{,}6 = 39{,}2$ g (éste es potasio); $3 \times 19{,}6 = 58{,}8$ g (semejante metal alcalino tampoco existe). De este modo, el metal es K, y el compuesto, KO_2.

38. (3).

39. (3). El quilate es una unidad fraccionaria de masa aplicada en la orfebrería; es la medida del contenido de oro en las aleaciones igual a 1/24 masa de la aleación. El oro puro corresponde a 24 quilates. De este modo:

$$\omega (Au) = 18 \cdot 100/24 = 75\ (\%).$$

40. (4).

$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-.$$

41. (1).

42. (1).

43. (3);

$$2Cu + O_2 = 2CuO.$$

44. (3).

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

45. (3).

46. (1).

47.

$Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{3+}$ (por ejemplo, $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$)

48. (4). $E = +0{,}80 - (-0{,}74) = 1{,}54$ (V).

49. (3), disolución de vitriolo azul; $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$.

50. 42,75; 57,25.

$$\underset{85,5\ g/mol}{\overset{x\ g}{2Rb}} + 2H_2O = 2RbOH + \overset{a\ l}{H_2} \uparrow;$$

$$\underset{65\ g/mol}{\overset{(10-x)\ g}{Zn}} + 2RbOH + 2H_2O = Rb_2[Zn(OH)_4] + \overset{b\ l}{H_2} \uparrow.$$

De principio, puede haber dos casos. 1[er] *caso*: todo el Zn quedó disuelto. Supongamos que en la mezcla se tienen x g de Rb; $(10-x)$ g de Zn.

Para $2\cdot 85{,}5$ g de Rb se desprenden 22,4 l de H_2
Para x g de Rb se desprenden a l de H_2

$a = 22{,}4\cdot x/171$ l.

De acuerdo con la segunda reacción el volumen del hidrógeno desprendido constituye:

$b = 22{,}4\ (10-x)/65.$

$a + b = 1{,}12;\ \frac{22{,}4x}{171} + \frac{22{,}4\cdot(10-x)}{65} =$ $= 1{,}12$, de aquí $x = 10{,}9$ g, pero semejante cosa no puede suceder, por cuanto la masa de toda la mezcla es de 10 g. 2º *caso*: de acuerdo con la segunda ecuación de la reacción el cinc no reaccionó por completo. En este caso, el cálculo debe verificarse respecto a RbOH, constituyendo el volumen de H_2:

$b = 22{,}4x/171;\ 2\cdot 22{,}4x/171 = 1{,}12,$

de aquí: $x = 4{,}275$ (42,75%) de Rb; $(10-x) = 5{,}725$ (57,25%) de Zn.

51. $Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$ (se separa níquel metálico);
$Ni^0 - 2\bar{e} = Ni^{2+}$ (disolución anódica del metal).

52. (2).

$$CuCl_2 \xrightarrow{\text{electrólisis}} \underset{63,5\ g/mol}{\overset{12,7\ g}{Cu}} + Cl_2\uparrow.$$

ν (Cu)=12,7/63,5= 0,2 mol. De acuerdo con la reacción se liberaron 0,2 mol de cloro, es decir, 4,48 l (en las condiciones normales).

53. (3). El oxígeno es oxidante, $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$.

54. (1). Además de la forma metálica del estaño β-Sn (estaño blanco), se conoce otra modificación: α-Sn (estaño gris) que tiene una estructura que se asemeja a la del diamante y que posee propiedades semiconductoras. Esta modificación cristalina es estable a las temperaturas inferiores a 13,2° C. El estaño gris, a diferencia del blanco, es duro y frágil. A temperatura baja el estaño blanco se encuentra en estado metaestable; la existencia del «cebo», o sea, de un cristal pequeño de estaño gris, contribuye a la transición β-Sn → α-Sn, de modo que el metal se transforma en polvo gris. A este fenómeno también contribuye la temperatura baja. Con el descenso de la temperatura la velocidad de la transición aumenta intensamente, alcanzando un máximo a la temperatura de —33° C. La transformación se realiza con mu-

cha mayor facilidad durante el contacto del estaño ordinario con el ya transformado. Ésta es la razón por la cual es posible la «contaminación» de los objetos de estaño de unos a otros y la propagación por esta vía de la «enfermedad» llamada muy acertadamente «peste del estaño». Dicha enfermedad merece especial consideración cuando se trata del almacenamiento de reservas de estaño. Existe también una tercera modificación del estaño, γ-Sn, que es estable a las temperaturas superiores a 161 °C.

55. (2); (1).
56. (3).
57. (2).
58. (1).
59. (2).
60. (2). Añadimos a los polvos contenidos en los tubos de ensayo ácido clorhídrico. La plata no reacciona. Al disolverse el hierro se desprenderá el gas: $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$. El óxido de hierro (III) y el óxido de cobre (II) se disuelven sin el desprendimiento del gas, formándose los siguientes compuestos:
$Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$ (disolución de color amarillo-marrón);
$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$ (disolución de color azul tirando a azul claro).

61.

Aluminio; yodo; $2Al + 3I_2 \xrightarrow{H_2O} 2AlI_3$.

62. (4)

$Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu.$

63. (4).

$$\underset{M\ g/mol}{\overset{13,7\ g}{Me}} + 2H_2O = Me(OH)_2 + \underset{22,4\ l/mol}{\overset{2,24\ l}{H_2}}.$$

M (Me) = 13,7·22, 4/2, 24 = 137 g/mol, lo que corresponde a Ba.

64. (3).

$$\underset{63,5\ g/mol}{\overset{0,1\ mol}{Cu}} + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + \overset{0,2\ mol}{2NO_2}\uparrow +$$

$$+ 2H_2O$$

$\nu(Cu) = 1/2\ \nu(NO_2) = 4{,}48/(2\cdot 22{,}4) = 0{,}1$ (mol).

$m(Cu) = 0{,}1\cdot 63{,}5 = 6{,}35$ (g).

$$\underset{56\ g/mol}{\overset{0,1\ mol}{Fe}} + 2HCl = FeCl_2 + \overset{0,1\ mol}{H_2}.$$

$\nu(Fe) = \nu(H_2) = 2{,}24/22{,}4 = 0{,}1$ (mol),

$m(Fe) = 0{,}1\cdot 56 = 5{,}6$ (g); m (Cu y Fe) = $= 5{,}6 + 6{,}35 = 11{,}95$ (g).

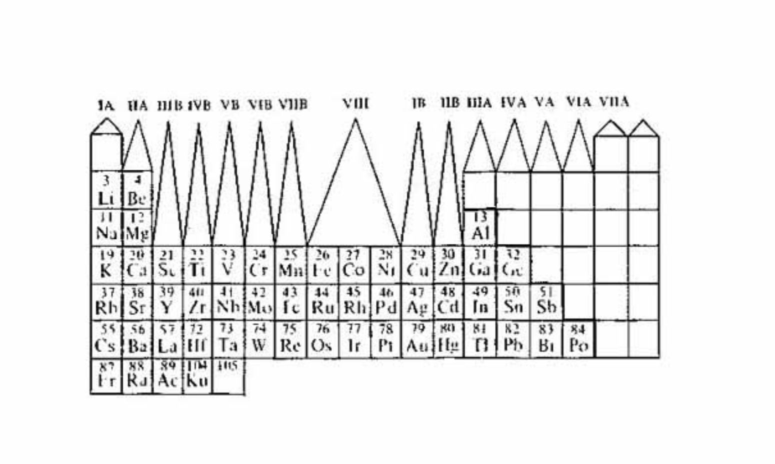
65. (2).

66. (1) — d; (2) — a; (3) — c; (4) — b.

67. (3).

68. (1). Cuanto más alta es la acidez del electrólito (es decir, cuanto menor es el pH), así como cuanto mayor es en éste el contenido de oxidantes, con tanta mayor rapidez se desarrolla la corrosión; ésta crece considerablemente con el aumento de la temperatura.

69. Protección eléctrica; recubrimientos protectores; recubrimiento de la superfieje con metales; recubrimiento de la superficie con lacas y pinturas.


IA IIA IIIB IVB VB VIB VIIB VIII IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA
3 Li 4 Be
11 Na 12 Mg 13 Al
19 K 20 Ca 21 Sc 22 Ti 23 V 24 Cr 25 Mn 26 Fe 27 Co 28 Ni 29 Cu 30 Zn 31 Ga 32 Ge
37 Rb 38 Sr 39 Y 40 Zr 41 Nb 42 Mo 43 Tc 44 Ru 45 Rh 46 Pd 47 Ag 48 Cd 49 In 50 Sn 51 Sb
55 Cs 56 Ba 57 La 72 Hf 73 Ta 74 W 75 Re 76 Os 77 Ir 78 Pt 79 Au 80 Hg 81 Tl 82 Pb 83 Bi 84 Po
87 Fr 88 Ra 89 Ac 104 Ku 105

70. (4).
71. (2).
72. (1) — Mn; (2) — Cr, V; (3) — Cr, Ni.
73. 94% de Al; 4% de Cu; 0,5% de Mn; 0,5% de Mg; 0,5% de Fe; 0,5% de Si.
74.

(1) $3HgCl_2 + 2Al = 2AlCl_3 + 3Hg$

(2) $xHg + Al = \underset{\text{amalgama de aluminio}}{AlHg_x}$

(3) $4AlHg_x + 3O_2 = 2Al_2O_3 + 4xHg$

75. (2).

$2CrCl_3 + Zn = ZnCl_2 + 2CrCl_2$;
$ZnCl_2 + 4NaOH = Na_2[Zn(OH)_4] + 2NaCl$;
$CrCl_2 + 2NaOH = Cr(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$.

76. (1) Latón
(2) Maillechort
(3) Bronce
(4) Aleación para monedas

77.

«Agua regia»; $3Pt + 4HNO_3 + 18HCl =$
$= 3H_2[PtCl_6] + 4NO\uparrow + 8H_2O$.

78. (2).
79. (4).
80. Véase la tabla en la pág. 391.

Capítulo III, § 1

1.

(2); (b); (4); $4NO_2+2H_2O+O_2 \rightleftarrows 4HNO_3+Q$.

2.

$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2 + Q$; (2).

3. (2). La ecuación de la reacción de oxida-

ción catalítica del amoníaco es:

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} 4NO + 6H_2O.$$

La relación de los moles de acuerdo con la ecuación de la reacción es igual a 4 : 5 ó 1 : 1,25. De este modo, por la condición del problema, el oxígeno se tiene en exceso.

4.

$4FeS_2 + 11O_2 = 4Fe_2O_3 + 8SO_2$;
$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$; V_2O_5; oleum.

5. (2) Para la resolución se utiliza la fórmula: $\omega\ (H_2SO_4) = m\ (H_2SO_4)/m$ (de la disolución); en este caso, $m\ (H_2SO_4) = 500 \cdot 0{,}05 = 25$ (g). Se verifica el cálculo con respecto a la disolución al 96%, valiéndose de la misma fórmula: m (de la disolución) = $= 25/0{,}96 = 26{,}04$ (g), es decir, 26 g, aproximadamente. Por consiguiente, para la preparación de una disolución al 5% de ácido es necesario tomar 26 g de ácido sulfúrico al 96% y $500 - 26 = 474$ (g) de agua. Como se conoce la densidad del agua $\rho\ (H_2O) = 1$ g/cm^3 y del ácido $\rho\ (H_2SO_4) = 1{,}84$ g/cm^3, se pueden hallar los volúmenes: $V\ (H_2O) = 474$ cm^3 y $V\ (H_2SO_4) = 26/1{,}84 = 14{,}15$ cm^3, es decir, 14 cm^3, aproximadamente.

6.

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$; 450 ... 500 °C;
$15 \cdot 10^3$ kPa;

Fe (con adición de Al_2O_3); (1).

7.

$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 \downarrow + 2H_3PO_4$.

8.

$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C = 3CaSiO_3 +$
$+ 5CO + 2P$.

9.

H_2, Cl_2 ($H_2 + Cl_2 = 2HCl$);

$2NaCl$ (sól.) $+ H_2SO_4$ (conc.) $\xrightarrow{T} Na_2SO_4 +$
$+ 2HCl \uparrow$.

10. (3).

$SiO_2 + C = Si + CO_2$; impurezas de carburo SiC.

11. (2).

$2NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$.

12. (2).

13.

$B_2O_3 + 3Mg = 2B + 3MgO$; (2). $H_3BO_3 =$
$= B_2O_3 + 3H_2O$.

14. (3);

$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 \downarrow + 2NaOH$.

15.

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 \downarrow +$
$+ Ca(H_2PO_4)_2$.

16.

$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$.

17.

$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 \cdot 2H_2O$.

18. (2).
19. (3).
20.

$$CO + H_2O \xrightarrow{T} CO_2 + H_2.$$

Capítulo III, § 2

1. (1) — d; (2) — b; (3) — a; (4) — c.
2. (3).
3. (2).
4. (1)

$$Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow Li_2SO_4 + Al_2O_3 \cdot 4SiO_2 + H_2O$$

(2)

$$Li_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Li_2CO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

(3)

$$Li_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2LiCl + CO_2 \uparrow + H_2O$$

(4)

$$2LiCl \xrightarrow{\text{electrólisis}} 2Li + Cl_2 \uparrow$$

5. (3).
6. Al, C, CO, H_2.
7. (3). De acuerdo con la serie electromotriz (serie de tensiones) el aluminio se encuentra mucho más a la derecha del potasio y, por consiguiente, no puede reducirlo a partir de la masa fundida de sal.
8. (4).

$$\underset{58,5\ g/mol}{\overset{234\ g}{2NaCl}} \xrightarrow{\text{electrólisis}} \underset{23\ g/mol}{2Na} + Cl_2 \uparrow.$$

$\nu\,(Na) = \nu\,(NaCl) = 234/58,5 = 4$ (mol),
$m\,(Na) = 23 \cdot 4 = 92$ (g).

9. Dolomita $MgCO_3 \cdot CaCO_3$. Entre los minerales enumerados: bauxita $Al_2O_3 \times \times H_2O$, cuprita Cu_2O, yeso $CaSO_4 \times \times 2H_2O$, dolomita $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ y pirita FeS_2, el magnesio lo contiene solamente la dolomita. La dolomita calcinada ($MgCO_3 \cdot CaCO_3 \xrightarrow{T} MgO \cdot CaO + 2CO_2 \uparrow$) se reduce por el método metalotérmico en hornos eléctricos bajo vacío a la temperatura de 1200 a 1300° C empleando ferrosilicio (o aluminosilicio), de acuerdo con el siguiente esquema:

$$2\,(MgO \cdot CaO) + Si = Ca_2SiO_4 + 2Mg.$$

10. (3).

$$MgCl_2 \xrightarrow{\text{electrólisis}} Mg + Cl_2 \uparrow.$$

11. (1)

$$Mg^{2+} + CaO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + Ca^{2+}$$

(2)

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

(3)

$$Ca^{2+} + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 \downarrow + 2H^+$$

(4)

$$MgCl_2 \xrightarrow{\text{electrólisis}} Mg + Cl_2$$

12. Ca; Cl_2.
13. (4). La electrólisis de la disolución de hidróxido de potasio se reduce a la elec-

trólisis del agua:

$$\begin{array}{c|l} 2 & 2H_2O + 2\bar{e} = H_2\uparrow + 2OH^- \\ 1 & 4OH^- - 4\bar{e} = O_2\uparrow + 2H_2O \end{array}$$

$$2H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

En el cátodo se desprende una cantidad de hidrógeno dos veces mayor que en el ánodo, es decir, $500 \cdot 2 = 1000$ cm^3.

14. (4). La temperatura de fusión de Al_2O_3 es igual a 2072 °C, la utilización de la criolita da la posibilidad de realizar la electrólisis a las temperaturas menores que 1000 °C.

15. (1) $Al(OH)_3$; (2) $HAlO_2$.

16. (2).

$$\underset{102\ \text{g/mol}}{\overset{1\ \text{t}}{2Al_2O_3}} \xrightarrow{\text{electrólisis}} \underset{27\ \text{g/mol}}{4Al} + 3O_2\uparrow.$$

$\nu(Al_2O_3) = 10^6/102 = 9807$ (mol); $m(Al) =$
$= 2 \cdot 9807 \cdot 27 \approx 530 \cdot 10^3$ (g) $= 530$ kg.

17.

$Al(OH)_3 + 3NaOH + 6HF = Na_3AlF_6 +$
$+ 6H_2O$.

18.

$ZnCO_3$, ZnS;

$$ZnCO_3 \xrightarrow{T} ZnO + CO_2\uparrow,$$

$$ZnO + C \xrightarrow{T} Zn + CO\uparrow;$$

$$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{T} 2ZnO + 2SO_2\uparrow,$$

$$ZnO + C \xrightarrow{T} Zn + CO\uparrow.$$

19.

$$Cu_2(OH)_2CO_3 \xrightarrow{T} 2CuO + H_2O + CO_2\uparrow;$$
$$CuO + H_2 \xrightarrow{T} Cu + H_2O.$$

20.

$$Cu_2S + 2O_2 = 2CuO + SO_2\uparrow;$$
$$2CuO + Cu_2S = 4Cu + SO_2\uparrow.$$

21. (2);

$$2CuFeS_2 + 5O_2 + 2SiO_2 = 2Cu + \underset{\text{escoria}}{2FeSiO_3} +$$
$$+ 4SO_2\uparrow.$$

$M(CuFeS_2) = 183{,}5$ g/mol; $M(Cu) =$
$= 63{,}5$ g/mol.

A partir de 183,5 g de $CuFeS_2$ se obtienen 63,5 g de Cu
A partir de 1000 g de $CuFeS_2$ se obtienen x g de Cu

$$x = 1000 \cdot 63{,}5/183{,}5 \approx 346\ (g)\ \text{de Cu}.$$

22. (4). Ánodo: $Cu^0 - 2\bar{e} = Cu^{2+}$; cátodo: $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$.

23. (3).

$$\underset{79{,}5\ g/mol}{\overset{79{,}5\ g}{CuO}} + H_2 = \underset{63{,}5\ g/mol}{\overset{x\ g}{Cu}} + H_2O.$$

Por la ecuacion de la reacción se ve que a partir de 79,5 g de CuO se forman 63,5 g de Cu.

24. (1).

$$\underset{79{,}5\ g/mol}{\overset{x\ mol}{CuO}} + H_2 = \overset{x\ mol}{Cu} + \overset{x\ mol}{H_2O}$$

$$\underset{160\ g/mol}{\overset{y\ mol}{Fe_2O_3}} + 3H_2 = \overset{2y\ mol}{2Fe} + \overset{3y\ mol}{3H_2O}.$$

$\nu(H_2O) = 9/18 = 0,5$ (mol). Compongamos el sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x + 3y = 0,5 \\ 79,5x + 160y = 31,9; \end{cases}$$

al resolver este sistema, obtenemos: $y = 0,1$ (mol); $x = 0,5 - 3 \cdot 0,1 = 0,2$ (mol). De este modo, tenemos: 0,1 mol de Cu y $2 \cdot 0,2$ mol $= 0,4$ mol de Fe (véanse las ecuaciones de las reacciones). De aquí m (Cu) $= 0,1 \times 63,5 = 6,35$ (g), y m (Fe) $= 0,4 \cdot 56 = 22,4$ (g), o sea,

ω (Cu) $= 6,35 \cdot 100/28,75 \approx 22$ (%) y ω (Fe) $= 22,4 \cdot 100/28,75 \approx 78$%.

25. (2). $2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} 2Cu + O_2 \uparrow + 2H_2SO_4$.

26. (1) $Fe_2O_3 \cdot H_2O$
(2) Fe_2O_3
(3) Fe_3O_4
(4) $FeCO_3$

27. (2).

Fe_3O_4: ω (Fe) $= 168/232 = 0,724$;
Fe_2O_3: ω (Fe) $= 112/160 = 0,70$;
$Fe_2O_3 \cdot H_2O$: ω (Fe) $= 112/178 = 0,63$;
$FeCO_3$: ω (Fe) $= 56/116 = 0,49$.

De este modo, es más ventajoso extraer hierro a partir de la magnetita.

28. (4). Para obtener 1000 kg de aleación de hierro se necesitan: $1000 \cdot 95/100 = 950$ (kg) de hierro puro.

M (Fe_2O_3) $= 160$ g/mol; M (Fe) $= 56$ g/mol.

A partir de 160 kg de Fe_2O_3 se obtienen 2·56 kg de Fe
A partir de x kg de Fe_2O_3 se obtienen 950 kg de Fe

$x = 1357$ kg de Fe_2O_3; la fracción en masa de Fe_2O_3 en la mena es de 78%, por consiguiente, la masa de la mena es igual a $1357/0{,}78 \approx 1740$ kg.

29. C, Si, S, P, Mn.

30. (1)

$$3Fe_2O_3 + CO = 2Fe_3O_4 + CO_2$$

(2)

$$Fe_3O_4 + CO = 3FeO + CO_2$$

(3)

$$FeO + CO = Fe + CO_2$$

(4)

$$FeO + C = Fe + CO$$

31. (1)

$$SiO_2 + 2C = Si + 2CO;$$

(2)

$$MnO + C = Mn + CO;$$

(3)

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5C = 2P + 3CaO + 5CO.$$

32. (4). FeS se disuelve bien en hierro colado líquido.

33. (3).

34. O_2, FeO (oxidantes); C, P, Mn, Si (reductores).

35.

$$Si + 2FeO = SiO_2 + 2Fe.$$

36.

CaO; $3CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2$.

37. (4). De ordinario, 0,1 . . . 0,2%.

38. (3).

$$\underset{100\ g/mol}{CaCO_3} = \underset{56\ g/mol}{CaO} + CO_2\uparrow.$$

A partir de 100 g de $CaCO_3$ se forman 56 g de CaO
A partir de 180 t de $CaCO_3$ se forman *m* t de CaO

m (CaO) = 56·180/100 = 100 (*t*);
m (impureza) = 350 — 100 = 250 (t);
ω (impureza) = 250·100/1000 = 25%.

39. $$\underset{(sin\ purificar)}{Fe} + 5CO \xrightarrow{T} Fe(CO)_5 \xrightarrow{T} \underset{(purificado)}{Fe} + 5CO.$$

40. (1). M ($Fe(CO)_5$) = 196 g/mol; la ecuación de la reacción véasela en el № 39.

Para la obtención de 56 kg de Fe (puro) se necesitan 196 kg de $Fe(CO)_5$
Para la obtención de 2 kg de Fe (puro) se necesitan *m* kg de $Fe(CO)_5$

m = 196·2/56 = 7 (kg).

41. N. N. Bekétov. 1865; puso las bases de la aluminotermia.

42. (3).

43. (4).

44.

$$2Al + Cr_2O_3 \xrightarrow{T} 2Cr + Al_2O_3.$$

45. (2).

46. Cromita; $Fe(CrO_2)_2$ (o $FeO \cdot Cr_2O_3$).

47. (2). En el ferrocromo la relación Fe:Cr = 1:2, es decir:

(2·52 + 56) g de ferrocromo contienen 2·52 g de Cr
100 g de ferrocromo contienen m g de Cr

m (Cr) = 2·52·100/(2·52 + 56) = = 65 (g), es decir ω (Cr) = 65%.

48. (3).

$$\underset{27\ g/mol}{3CaO + 2Al} = \underset{40\ g/mol}{3Ca} + Al_2O_3.$$

Para la obtención de 3·40 kg de Ca se necesitan 2·27 kg de Al
Para la obtención de 100 kg de Ca se necesitan m kg de Al

m (Al) = 2·27·100/(3·40) = 45 (kg).

49. 3,38.

$$\underset{599\ g/mol}{Co_3(AsO_4)_2 \cdot 8H_2O} \rightarrow \underset{59\ g/mol}{3Co}$$

Para la obtención de 177 kg de Co se necesitan 599 kg de mena
Para la obtención de 1 kg de Co se necesitan m kg de mena

m = 1·599/177 = 3,38 (kg).

50.

V_2O_5; $V_2O_5 + 5Ca = 2V + 5CaO$.

La masa m (O_2) = 1,82 − 1,02 = = 0,8 (g); óxido V_xO_y;
A_r (V) = 51, A_r (O) = 16; $51x:16y$ = = 1,02:0,8;
$x:y$ = 0,02:0,05 = 2:5, por consiguiente, la fórmula del óxido es V_2O_5.

51. (4).

52. (3). La intensidad de corriente de 1 A corresponde al paso de 1 C/s; en el

curso de todo el tiempo a través de las disoluciones pasaron $50 \cdot 60 \cdot 20 = 6000$ (C). De este modo se separarán: m (Ag) $= 107{,}9 \cdot 6000/(1 \cdot 96\,500) \approx 6{,}7$ (g);

m (Cu) $= 63{,}5 \cdot 6000/(2 \cdot 96\,500) \approx 2$ (g);
m (Au) $= 197{,}0 \cdot 6000/(3 \cdot 96\,500) \approx 4$ (g).

53.

$TiO_2 + 2C + 2Cl_2 = TiCl_4 + 2CO$;
(2); $TiCl_4 + Mg = 2MgCl_2 + Ti$.

54.

Galena; $2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2$;
$PbO + CO = Pb + CO_2$ ($2C + O_2 \rightarrow 2CO$).

55. Casiterita; (1)! $SnO_2 + 2C = Sn + 2CO$.

56. $WO_3 + 3H_2 \xrightarrow{T} W + 3H_2O$.

57. (4).

58. (2).

59.

HgS; $HgS + O_2 \xrightarrow{T} Hg + SO_2$.

60. (1)

$4Au + 8KCN + O_2 + 2H_2O = 4K[Au(CN)_2] + 4KOH$;

(2)

$2K[Au(CN)_2] + Zn = K_2[Zn(CN)_4] + 2Au$.

61. (3).



Mijaíl Vasílievich Lomonósov (1711—1765). Gran hombre de ciencia ruso. Cuesta trabajo tan sólo enumerar aquellos campos de la ciencia en los cuales Lomonósov dejó su huella: A. Pushkin escribió, refiriéndose a Lomonósov: «Historiador, rétor, químico, mineralogista, artista y versificador, todo sometió a ensayo y en todo penetró».

Los trabajos de M. V. Lomonósov en el ámbito de geología, física y química encontraron su consumación lógica en sus estudios de los problemas de metalurgia cuyo papel e importancia en la vida y en el desarrollo del país el científico tenía en tan alta estima. Por esta razón, no era de extrañar que Lomonósov dedicase a este problema una serie de artículos y poco tiempo antes de su muerte creara el voluminoso libre «Primeros principios de metalurgia de las obras de minería». Este tratado no solamente sintetizó la experiencia de los prácticos y las investigaciones teóricas respecto a las cuestiones de metalurgia, sino también dio la posibilidad de asentar la producción sobre una base científica.

1. (b); (2).
2. (2).
3.

$$Na_2CO_3 + CaCO_3 + 6SiO_2 = 2CO_2\uparrow + Na_2O\cdot CaO\cdot 6SiO_2.$$

4.

$$Na_2SO_4 + C + CaCO_3 + 6SiO_2 = Na_2O\cdot CaO\cdot 6SiO_2 + CO\uparrow + SO_2\uparrow + CO_2\uparrow.$$

5. 1,6; 7,8; 1,6 $Na_2O\cdot 7,8\ SiO_2\cdot CaO$.

Óxido	Fracción en masa, %	Masa molar, g/mol	Número de moles	Número de moles por 1 mol de CaO
SiO_2	75	60	1,25	7,8
CaO	9	56	0,16	1,0
Na_2O	16	62	0,26	1,6

6. $0,3Na_2O\cdot MgO\cdot 1,4\ (B_2O_3\cdot Al_2O_3) \times \times\ 2,8CaO\cdot 9SiO_2$.

Óxido	Fracción en masa, %	Número de moles	Número de moles por 1 mol de MgO
SiO_2	54,0	54/60 = 0,9	9,0
Al_2O_3	14,0	14/102 = 0,14	1,4
B_2O_3	10,0	10/70 = 0,14	1,4
CaO	16,0	16/56 = 0,28	2,8
MgO	4,0	4/40 = 0,1	1,0
Na_2O	2,0	2/62 = 0,03	0,3

7. (1) Óxido de cobalto (II)
(2) Óxido de cromo (III)
(3) Óxido de manganeso (II)
(4) Compuestos del hierro (II)
8. (1)

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

(2)

$Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$;

(3)

$Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS$.

9. (1)

$NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow NH_4HCO_3$;

(2)

$NH_4HCO_3 + NaCl \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$;

(3)

$2NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$.

10.

SiO_2; $2NaOH + SiO_2 = Na_2SiO_3 + H_2O$.

11.

$Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2 + 28HF = 2NaF + CaF_2 +$
$+ 6SiF_4 + 14H_2O$.

12. (4).

13. (1)

$AgCl = Ag + Cl$;

(2)

$Ag + Cl = AgCl$.

14. Pirex; B_2O_3.

15. (3).

16. Arena; arcilla; caliza;
SiO_2; $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$; $CaCO_3$.

17. Clinquer;

$4CaCO_3 + SiO_2 + Al_2O_3 \xrightarrow{Fe_2O_3} CaSiO_3 +$
$+ 3CaO \cdot Al_2O_3 + 4CO_2\uparrow$.

18.

$2Ca(AlO_2)_2 + 10H_2O = Ca_2Al_2O_5 \cdot 7H_2O +$
$+ 2Al(OH)_3$.

19.

Ca_3SiO_5; Ca_2SiO_4; $Ca_3(AlO_3)_2$; $Ca(FeO_2)_2$;
$Ca_3SiO_5 + 3H_2O = Ca_2SiO_4 \cdot 2H_2O +$
$+ Ca(OH)_2$;
$Ca_2SiO_4 + 2H_2O = Ca_2SiO_4 \cdot 2H_2O$;
$Ca_3(AlO_3)_2 + 6H_2O = Ca_3(AlO_3)_2 \cdot 6H_2O$;
$Ca(FeO_2)_2 + aq = Ca(FeO_2)_2 \cdot aq$.

20. (6).
21. (3) → (1) → (2).
22. $HOMgO(-Mg-O-)_nMgCl$.
23. Hormigón; hormigón armado.
24. (3).
25. (1) — d; (2) — c; (3) — a; (4) — b.
26. (1).

Capítulo IV

1. (II); (4); metales; (c); (b′); contracción lantanoide.
2. 54,95; manganeso; MnO; Mn_2O_7.
Primer óxido:

$$Me_2O_x;\quad 2:x=\frac{0{,}7745}{A_r(Me)}:\frac{0{,}2255}{16}=$$
$$=\frac{54{,}95}{A_r(Me)}\ (1).$$

Segundo óxido:

$$Me_2O_y;\quad 2:y=\frac{0{,}4952}{A_r(Me)}:\frac{0{,}5048}{16}=$$
$$=\frac{15{,}695}{A_r(Me)}\ (2).$$

Al dividir la expresión (1) por la expre-

sión (2), obtenemos:

$$\frac{x}{y}=\frac{54,95}{15,695}=3,5;\quad \frac{x}{y}=\frac{7}{2}.$$

Al sustituir $x = 2$ en la ecuación (1), tenemos:

A_r (Me) = 54,95; el metal es Mn; la composición del primer óxido es MnO, y del segundo: Mn_2O_7.

3. (1). ν ($Na_2CO_3 \cdot xH_2O$) = ν (CO_2) + + 0,1008/22,4 = 0,0045 (mol).
   M ($Na_2CO_3 \cdot xH_2O$) = 1,287/0,0045 = = 286 (g/mol).
   M_r ($Na_2CO_3 \cdot xH_2O$) = 286; 286 = = 106 + 18x, x = 10.
4. Abo-Alí Ibn-Sina (Avicena).
5. (4). La conclusión se ha sacado a base de comparación de las masas moleculares relativas de los gases.
6. (1).
7. (2).
8. (4).
9. (1).

   En KCl: ω (K) = 39/74,5 = 0,524;
   En K_2SO_4: ω (K) = 78/174 = 0,448;
   En $KHSO_4$: ω (K) = 39/136 = 0,199;
   En KNO_3: ω (K) = 39/101 = 0,386.

   Los cálculos aducidos evidencian que la mayor fracción en masa de potasio corresponde al cloruro de potasio.
10. (2).
11. $S_4O_6^{2-} < I_2 < S_2O_8^{2-}$;
   (1), a la izquierda; (2), a la derecha; (3), a la derecha.



Avicena (Abo-Alí Ibn-Sina) (cerca de 980—1037). Sabio, filósofo y médico. Nació en el poblado de Afshán (cerca de Bujará). Vivió en Asia Central y en Irán. Los tratados de Avicena gozaban de extraordinaria popularidad tanto en el Oriente, como en el Occidente. El balance de sus concepciones y de la experiencia de los médicos griegos, romanos, de India y de Asia Central viene representado en el «*Canon de la Medicina*», enciclopedia de medicina teórica y clínica de aquella época.

A la pluma de Avicena pertenecen más de doscientas obras. Entre los trabajos filosóficos del pensador el lugar central lo ocupa «El libro de la curación» en el cual se analiza un amplio círculo de problemas de lógica, física, metafísica y matemática.

12. (2); (b); $FeCl_2$.
13. $Ni(CO)_4$;
(1) . . . a semejante estructura lleva la utilización para la formación del enlace de cuatro orbitales sp^3;
(2) . . . la baja temperatura de ebullición;
(3) . . . los enlaces que se forman con la participación de cuatro orbitales sp^3 tienen una orientación espacial precisa y carácter covalente;
(4) . . . sus moléculas tetraédricas simétricas son no polares.
14. (1). La mayor acción polarizadora lleva al aumento del carácter covalente del enlace E—O y a la disminución del carácter iónico del enlace E—O, lo cual, a su vez, determina la disminución de la estabilidad térmica de los carbonatos en el proceso:

$$\begin{matrix} E-O \\ E-O \end{matrix}\!\!>\!C=O \rightarrow \begin{matrix} E \\ E \end{matrix}\!\!>\!O + CO_2\uparrow .$$

15. CaH_2; H_2Te; GeH_4; BiH_3;
CaH_2. Debido a la mayor diferencia de los valores de las electronegatividades del hidrógeno y del calcio.
16. (3); (b).
17. (4).
18. (2). La resina de intercambio catiónico retiene los iones calcio a partir de la disolución, y debido a ello el agua se descalcifica. Justamente con este procedimiento se elimina la dureza del agua.

19. (2). La corteza terrestre (la litosfera) incluye la superficie firme de la Tierra a una profundidad de 20 km, aproximadamente. La litosfera representa, principalmente, una matriz de silicatos en algunos lugares de la cual se encuentran zonas de concentración elevada de otras sustancias. A continuación se insertan algunos datos comparativos acerca del contenido de diferentes óxidos en el suelo lunar y en las rocas terrestres más difundidas.

Oxido	Fracción en masa del óxido, %		Divergencia en las composiciones (marcado con *)
	en el suelo lunar	en la corteza terrestre	
SiO_2	41...46	44...53	
TiO_2	2...12	0,9...3,2	*
Al_2O_3	7...14	13...19	
FeO	18...22	7...14	*
CaO	8...12	8...12	
MgO	7...16	4...10	
Na_2O	0,2...0,5	1,8...3,8	*
MnO	0,21...0,29	0,09...0,3	

20. $3{,}04\cdot10^{-1}$; huellas; 0,2; 0,2; huellas. En los primeros tres tubos de ensayo se ha establecido la misma presión, por consiguiente, ésta es la presión de equilibrio, es decir, dicha presión no depende de la cantidad de sal y de la adición a ésta del óxido correspondiente:

$FeCO_3$ (sól) $\rightleftharpoons$ FeO (sól) + CO_2 (gas);
$K_{eq} = p\,(CO_2) = 4254{,}6$ kPa.

Lo mismo se refiere también a otros tres tubos de ensayo:

$MgCO_3$ (sól) $\rightleftharpoons$ MgO (sól) + CO_2 (gas)
$K_{eq} = p\,(CO_2) = 3{,}04 \cdot 10^{-1}$ kPa.

La presión de equilibrio en el sistema $FeCO_3$—FeO—CO_2 es 10^4 veces mayor, aproximadamente, que en el sistema $MgCO_3$—MgO—CO_2. Por consiguiente, cuando todas estas sustancias están en contacto, la reacción de descomposición del carbonato de hierro se desplaza hacia la derecha. El dióxido de carbono, prácticamente por completo, se combina mediante el óxido de magnesio. De este modo, la presión en el experimento № 7 a la temperatura T será igual a $3{,}04 \cdot 10^{-1}$ kPa. La composición aproximada de la fase sólida en el experimento № 7 es como sigue: 0,2 mol de $MgCO_3$ y 0,2 mol de FeO (con vestigios de MgO y $FeCO_3$).

21. (4).

22.

NH_4Cl (sól) $\rightleftharpoons$ NH_3 (gas) + HCl (gas);

33,43 en cada una. Por cuanto el cloruro de amonio es una sustancia sólida, resulta que $K_{eq} = [NH_3]\,[HCl]$, de aquí $[NH_3] = [HCl] = \sqrt{K_{eq}}$.
Puesto que todas las ampollas se encuentran calentadas hasta una misma temperatura, la presión en éstas no dependerá de la cantidad de sustancia só-

lida, o sea, del número de moles de cloruro de amonio, por lo tanto, la presión en todas las ampollas será la misma, es decir, igual a 33,43 kPa.

23. (1)

$$4NH_4ClO_4 \xrightarrow{T} 4HCl + 6H_2O + 2N_2 + 5O_2;$$

(2)

$$(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{T} 2NH_3 + H_2SO_4;$$

(3)

$$2\,(NH_4)_2S_2O_8 \xrightarrow{T} 4SO_2 + 2N_2 + 8H_2O;$$

(4)

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{T} N_2 + 2H_2O.$$

24. (4). Si en las condiciones del problema se hubiera prefijado el volumen del hidrógeno desprendido, por ejemplo, 1,12 l en las condiciones normales, la solución habría tenido la siguiente forma (el mercurio no reacciona con el ácido clorhídrico):

$$2Na + 2HCl = 2NaCl + H_2\uparrow \text{ (a)},$$
$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow \text{ (b)}.$$

La masa del sodio y del aluminio constituye $5{,}48 - 4{,}02 = 1{,}46$ (g). Supongamos que la amalgama contiene x g de sodio, en este caso, el contenido de aluminio será de $(1{,}46 - x)$ g. El volumen (l) del hidrógeno desprendido por la reacción (a) es de $22{,}4x/(2\cdot 23)$, y

del desprendido por la reacción (b), $3 \cdot 22{,}4\ (1{,}46 - x)/54$.

$$\frac{22{,}4x}{46} + \frac{3 \cdot 22{,}4\,(1{,}46 - x)}{54} = 1{,}12.$$

Dividimos por 22,4 y obtenemos:

$$\frac{x}{46} + \frac{3\,(1{,}46 - x)}{54} = 0{,}05,$$ de aquí $x =$

$= 0{,}92$ g (Na);

$(1{,}46 - x) = 0{,}54$ g (Al).

$$\omega\,(\mathrm{Na}) = \frac{0{,}92 \cdot 100}{5{,}48} = 16{,}8\%,$$

$$\omega\,(\mathrm{Al}) = \frac{0{,}54 \cdot 100}{5{,}48} = 9{,}8\%$$

y el resto es mercurio (73,3%).
Así, pues, si en la condición se añade el volumen del hidrógeno liberado (1,12 l), resulta correcta la respuesta (1).

25. $Me_2S_2O_3$ (2) (6) (7)
$Me_2S_2O_7$ (3) (4) (8)
$Me_2S_2O_8$ (1) (5) (9)

(4)

$$2MeHSO_4 \xrightarrow{T} H_2O + Me_2S_2O_7;$$

(5)

$$2MeHSO_4 \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_2 + Me_2S_2O_8;$$

(6)

$$Me_2SO_3 + S = Me_2S_2O_3;$$

(7)

$$AgBr + 2Me_2S_2O_3 = Me_3[Ag\,(S_2O_3)_2] + MeBr;$$

(8)

$$Me_2S_2O_7 + 2MeOH = 2Me_2SO_4 + H_2O;$$

(9)

$$2MnSO_4 + 5Me_2S_2O_8 + 8H_2O = 2MeMnO_4 + 4Me_2SO_4 + 8H_2SO_4.$$

A nuestros lectores:

Mir edita libros soviéticos traducidos al español, inglés, francés, árabe y otros idiomas extranjeros. Entre ellos figuran las mejores obras de las distintas ramas de la ciencia y la técnica, manuales para los centros de enseñanza superior y escuelas tecnológicas, literatura sobre ciencias naturales y médicas. También se incluyen monografías, libros de divulgación científica y ciencia-ficción.

Dirijan sus opiniones a la Editorial Mir, 1 Rizhski per., 2, 129820, Moscú, 1—110, GSP, URSS.